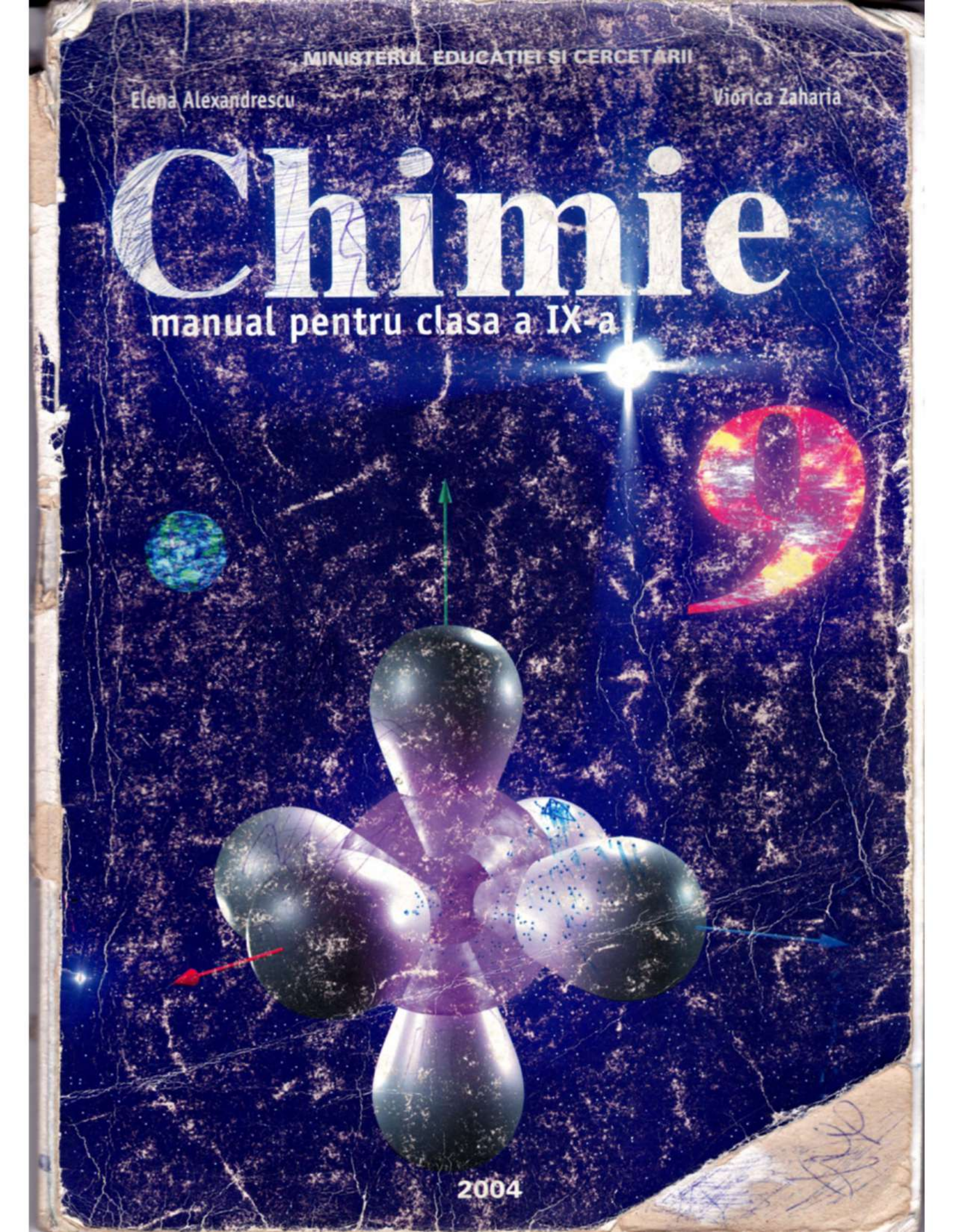
MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII

Elena Alexandrescu

Viorica Zaharia

Chimie

manual pentru clasa a IX-a



2004

ISBN 973-8265-25-8

Preț 20.825 lei

MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII

Elena ALEXANDRESCU

Viorica ZAHARIA

CHIMIE

manual pentru clasa a IX-a

editura LVS crepuscul

2004

Autori: prof. gr. I Elena ALEXANDRESCU - Colegiul Național "Mihai Viteazul" Ploiești
prof. gr. I Viorica ZAHARIA - Colegiul Național "Mihai Viteazul" Ploiești

Colaborator: prof. gr. I Emilia MEIROȘU - Grup Școlar Agromontan "Romeo Constantinescu" Vălenii de Munte

Referenți științifici: profesor grd. I Nicoleta DRĂGAN
Inspector de specialitate Inspectoratul Școlar Prahova
profesor dr. Elena DIACU - Catedra de Chimie Analitică, Facultatea de Chimie Industrială Universitatea "Politehnică" București

Tehnoredactare și grafică: Sultana PETRACHE

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației și Cercetării. Manualul este aprobat prin Ordinul nr. 3886 din 24.05.2004 în urma licitației organizate de către Ministerul Educației și Cercetării, este realizat în conformitate cu programa analitică aprobată de Ministerul Educației și Cercetării prin Ordinul nr. 3458 din 09.03.2004 și este distribuit **gratuit** elevilor.

ACEST MANUAL A FOST FOLOSIT DE:

Anul	Numele elevului care a primit manualul	Clasa	Școala	Anul școlar	Starea manualului*:	
					la primire	la returnare
1	Popescu Alexandru	a IX-a B	Anghel Saligny	2005/2006	Nou	Nou
2						
3						
4						

* Starea manualului se va înscrie folosind termenii: nou, bun, îngrijit, nesatisfăcător, deteriorat.

Profesorii vor controla dacă numele elevului este scris corect.
Elevii nu trebuie să facă nici un fel de însemnări pe manual.

T.B. ah1.

Ofertă câștigătoare clasată pe locul I.

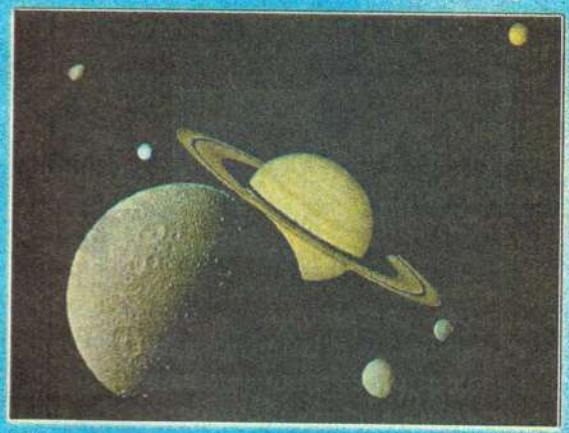
Descrierea CIP a Bibliotecii Naționale a României
ALEXANDRESCU, ELENA
Chimie: clasa a IX-a/Elena Alexandrescu, Viorica Zaharia - Ploiești; LVS Crepuscul, 2004
Bibliogr.
ISBN 973-8265-25-8
I. Zaharia, Viorica
54(075.35)

ISBN: 973-8265-25-8

© 2004, EDITURA LVS CREPUSCUL
Ploiești, Prahova
100066, Str. Erou Călin Cătălin nr. 5
Tel.: 0244-511244, 595348, 0723-387225, 0745-367226, 0788-511244
Fax: 0244-519466
E-mail: office@crepuscul.ro
www.crepuscul.ro

"Viaţa reprezintă cea mai înaltă expresie a chimiei"
Jean Marie Lehu

Invitaţie pe drumul cunoaşterii



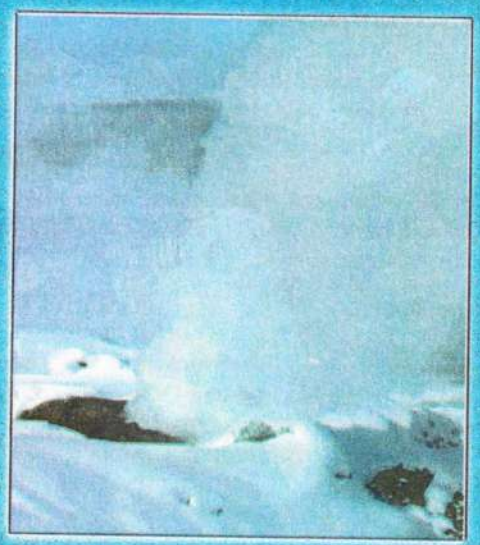
Acest manual îţi propune o scurtă incursiune în lumea Universului, unde "stăpânii" atomului sunt chimiştii.

Cunoştinţele acumulate te vor ajuta să-ţi explici lumea înconjurătoare. Pe lângă satisfacţiile intelectuale pe care ţi le oferă studiul chimiei, vei afla că acest domeniu are un impact considerabil asupra vieţii cotidiene.

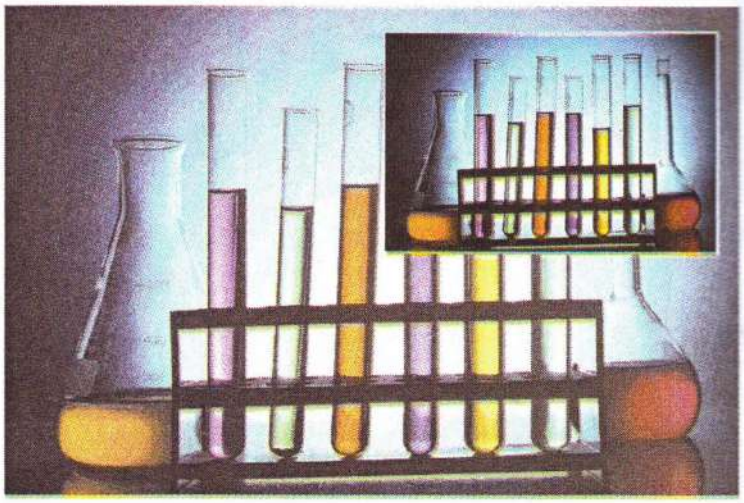
Este evident că omul modern trebuie să posede anumite cunoştinţe despre substanţele din jurul său, pentru a le utiliza eficient şi raţional, pentru a evita neajunsurile sau accidentele.

De aceea, priveşte cu atenţie în jurul tău şi continuă să observi, să cercetezi, să experimentezi, să te documentezi şi să formulezi propriile concluzii.

Suntem siguri că vei învinge!



Ce trebuie să ştim?



Protecţia în laboratorul de chimie

Activităţile experimentale ale elevilor se efectuează în laboratorul de chimie, sub îndrumarea directă a profesorului. Pentru prevenirea unor accidente, trebuie să cunoaşteţi anumite reguli de protecţie.

- Se poartă halatul alb, încheiat cu nasturi, curat, pentru protejarea îmbrăcămintei şi a pielii.
- Toate experimentele se execută cu cantităţi mici de substanţe.
- Se lucrează în vase curate.
- Înainte de utilizarea reactivilor, se citeşte cu atenţie eticheta pentru identificarea substanţelor chimice.
- Substanţele chimice nu se gustă şi nu se miros direct.
- La diluarea H_2SO_4, se toarnă acid în apă şi nu invers.
- Resturile de substanţe toxice nu se aruncă în canal, ci se adună în borcane şi se aruncă în locuri special amenajate.
- Aparatura de sticlă nu se încălzeşte direct pe flacără.
- Manipularea substanţelor toxice se face sub nişă.
- Aparatele electrice nu se manipulează cu mâna umedă.

Cum utilizăm manualul?

Pe parcursul fiecărui paragraf veţi întâlni sigle cu anumite semnificaţii.

Analizaţi şi descoperiţi

- Introduce sarcini de observare şi prelucrare a informaţiilor date pentru a asigura înţelegerea conceptelor noi.
- Introduce sarcini de experimentare a unor reacţii chimice pentru a aprecia comportarea unor substanţe.

Verificaţi şi consolidaţi

- Introduce sarcini de aplicare imediată a noilor informaţii pentru consolidarea lor.
- Introduce sarcini de experimentare a unor reacţii chimice pentru a verifica proprietăţile unor substanţe.

- Introduce prezentarea unor momente de referinţă din istoria chimiei sau a unor informaţii deosebite despre unele substanţe chimice.

INFO plus

- Introduce aspecte importante, care nu sunt cuprinse în curriculum, referitoare la conceptele chimice studiate.

Curriculum diferenţiat

- Se adresează elevilor profilului real şi introduce informaţii suplimentare faţă de curriculumul comun.

- Portofoliul, ca instrument de evaluare complex, permite evaluarea şi aprecierea globală a deprinderilor, capacităţilor şi performanţelor dobândite în timpul procesului de învăţare *(informaţii despre tema portofoliului veţi găsi la pagina 156).*

*

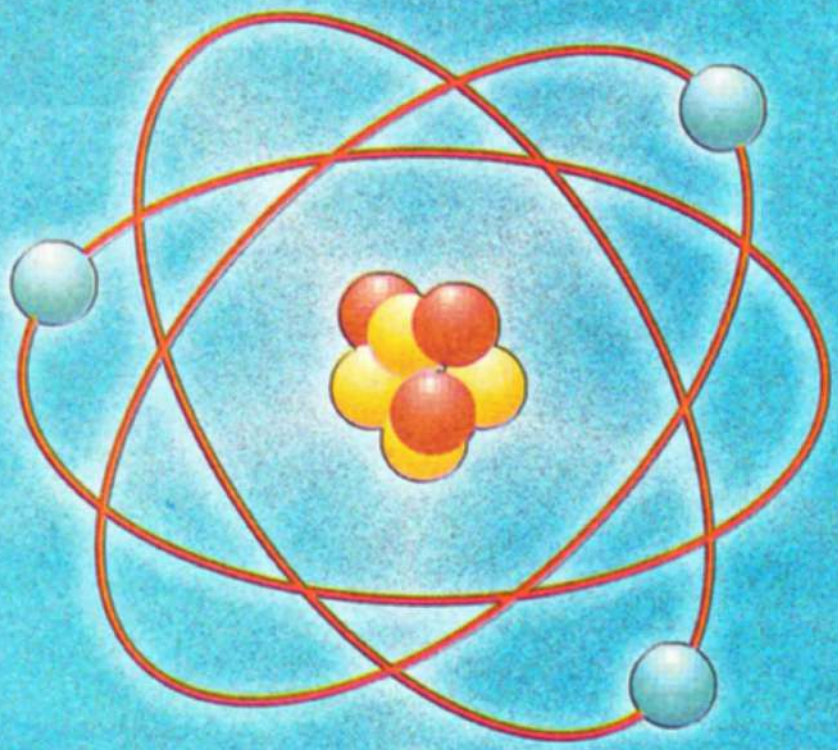
- Introduce aplicaţiile care se adresează elevilor profilului real, care parcurg şi curriculumul diferenţiat.

Capitolul 1

ATOMUL

1.1. Atomul
1.2. Structura învelişului de electroni
1.3. Ocuparea cu electroni a învelişului de electroni

"Să ne amintim că cercetarea alcătuirii lumii este una dintre cele mai măreţe şi mai nobile probleme puse de natură"
(Galileo Galilei)



- Cum arată atomul şi în ce relaţie se află cu macrocosmosul?

1.1. Atomul

Structura lumii înconjurătoare a frământat mințile omenești din cele mai vechi timpuri. Încă acum 2400 de ani, filozofii greci credeau că totul este alcătuit din atomi, particule extrem de mici, invizibile și indivizibile. Cuvântul "atom" provine din limba greacă și înseamnă "indivizibil".

La începutul secolului al XIX-lea, John Dalton a demonstrat experimental existența atomilor și, astfel, ipoteza filozofilor antici a fost confirmată.

Descoperirea electronului, particulă componentă a atomului, la sfârșitul secolului al XIX-lea, a demonstrat că atomul nu este indivizibil.

Astăzi, se cunoaște că atomul este o particulă componentă a substanțelor, având caracteristici bine determinate.

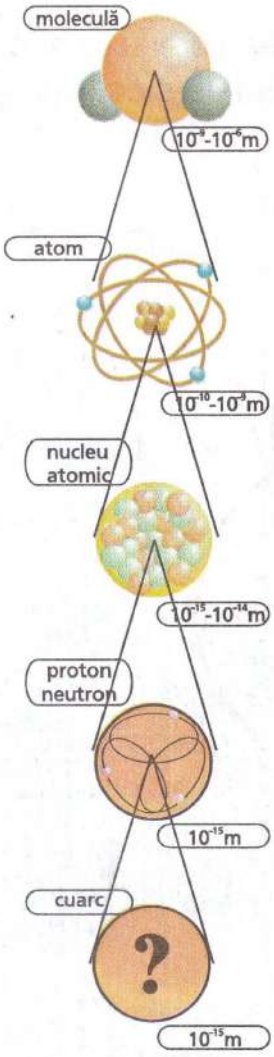
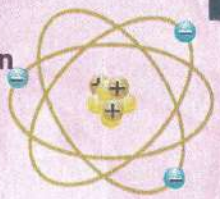


Fig. 1.1.1. Dimensiunile microcosmosului

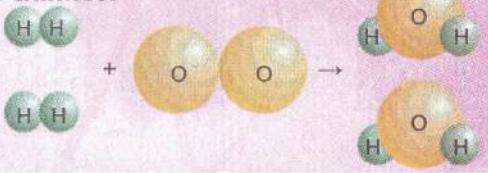
- **Atomul este o particulă extrem de mică, cu formă sferică.**

Într-un gram de aur se află $0,03 \cdot 10^{23}$ atomi.

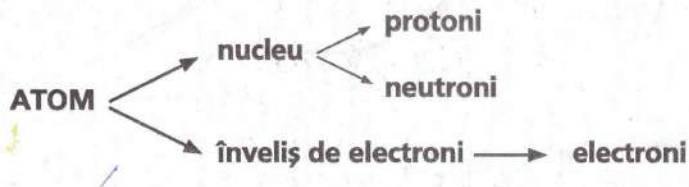
- **Atomul este neutru din punct de vedere electric.**



- **Atomul se conservă în reacțiile chimice.**



Atomul este alcătuit din particule mult mai mici, particule subatomice, numite protoni, neutroni și electroni, și are următoarea structură internă:



Corpul central al atomului, numit nucleu atomic, este format din protoni și neutroni.

Electronii gravitează în jurul nucleului atomic, formând învelișul de electroni.

Principalele caracteristici ale particulelor subatomice (protoni, neutroni, electroni) sunt masa și sarcina electrică.

În tabelul 1.1.2. sunt indicate masele absolute și masele relative precum și sarcinile electrice absolute și sarcinile electrice relative ale acestor particule.

Tabelul 1.1.2.

Particula subatomică	Masa (kg)	Masa relativă	Sarcina electrică (C)	Sarcina electrică relativă
Proton (p^+)	$1,67252 \cdot 10^{-27}$	$\frac{1,67252 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} \simeq 1$	$+1,6021 \cdot 10^{-19}$	$\frac{+1,6021 \cdot 10^{-19}}{1,6021 \cdot 10^{-19}} = +1$
Neutron (n^0)	$1,67482 \cdot 10^{-27}$	$\frac{1,67482 \cdot 10^{-27}}{1,66 \cdot 10^{-27}} \simeq 1$	0	0
Electron (e^-)	$9,1091 \cdot 10^{-31}$	$\frac{9,1091 \cdot 10^{-31}}{1,66 \cdot 10^{-27}} \simeq 5,486 \cdot 10^{-4}$	$-1,6021 \cdot 10^{-19}$	$\frac{-1,6021 \cdot 10^{-19}}{1,6021 \cdot 10^{-19}} = -1$

Masele absolute sau masele reale sunt masele exprimate în kilograme.

Masele relative sunt determinate în raport cu unitatea de masă atomică, definită ca a 12-a parte din masa atomului ${}^{12}_{6}C$ și notată cu u. Izotopul ${}^{12}_{6}C$ este atomul de carbon care are în nucleu 6 protoni și 6 neutroni.

$$1u = \frac{m_{{}^{12}_{6}C}}{12} \simeq 1,66 \cdot 10^{-27} kg$$

Sarcinile electrice absolute sau sarcinile reale sunt sarcinile electrice exprimate în coulombi (C).

Sarcinile electrice relative sunt determinate în raport cu sarcina electrică a protonului: $q_{proton} \simeq 1,6 \cdot 10^{-19} C$

Analizând datele din tabelul 1.1.2. se pot formula câteva concluzii referitoare la particulele subatomice.

INFO plus

În anul 1986, Heinrich Rohrer a vizualizat atomii cu ajutorul microscopului electronic (microscop prin efect de tunel).

Microscopul electronic

Reţineţi

Protonul şi neutronul au mase aproximativ egale cu a 12-a parte din masa atomului de carbon, izotopul 12.

Electronul are masa de aproximativ 1823 de ori mai mică decât a 12-a parte din masa atomului de carbon, izotopul 12.

Protonul şi electronul au sarcini electrice egale şi de semn opus, sarcina electrică a protonului fiind pozitivă şi a electronului negativă.

Într-un atom, care este neutru din punct de vedere electric, numărul de electroni din învelişul de electroni este egal cu numărul de protoni din nucleu.

Neutronul este o particulă neutră din punct de vedere electric.

Verificaţi şi consolidaţi

Indicaţi care dintre afirmaţiile de mai jos sunt corecte:

a) masa protonului ≃ masa neutronului;

b) masa electronului ≃ masa neutronului;

c) sarcina electrică a protonului = 1836 · sarcina electrică a electronului;

d) masa protonului ≃ 1836 · masa electronului;

e) sarcina electrică a nucleului = suma sarcinilor electrice ale protonilor din nucleu;

f) sarcina electrică a învelişului de electroni este egală şi de semn opus cu sarcina electrică a nucleului.

Atomi de cupru observaţi la microscopul electronic

Reţineţi

Numărul atomic, notat cu Z, indică numărul de protoni din nucleul unui atom.

Numărul de masă, notat cu A, indică suma dintre numărul de protoni şi numărul de neutroni din nucleul unui atom.

Cunoscând numărul atomic (Z) și numărul de masă (A) pentru un element, se poate stabili structura atomului acelui element.

Reţineţi

ATOM → **nucleu** → **numărul de protoni = Z**; **numărul de neutroni = A-Z**

ATOM → **înveliș de electroni** → **numărul de electroni = Z**

De exemplu, elementul sodiu (Na) are Z=11 și A=23. Structura atomului de sodiu este:

Atom de sodiu (Na) → nucleu → protoni: 11; neutroni: 23-11=12

Atom de sodiu (Na) → înveliș de electroni → electroni: 11

Caracteristicile unei specii de atomi pot fi indicate și prin notația ${}^{A}_{Z}X$, unde X este simbolul elementului, Z este numărul atomic și A este numărul de masă, de exemplu: ${}^{23}_{11}Na$.

Aplicaţii

1. Alegeţi afirmaţiile adevărate.

a) Atomul este o particulă mică, vizibilă la microscopul obișnuit.

b) În nucleu este concentrată aproape toată masa atomului.

c) Un atom își modifică total structura în timpul unei reacții chimice.

d) Atomul poate fi divizat în particulele componente în procesele de topire și dizolvare.

e) Numărul atomic indică numărul protonilor din nucleul unui atom, număr care este egal cu numărul electronilor din învelișul de electroni.

f) Numărul de masă se notează cu Z, iar numărul atomic se notează cu A.

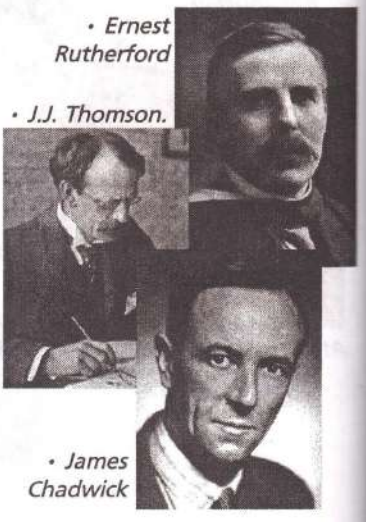
• Democrit, susținător al teoriei atomiste, a trăit în Tracia, între anii 470-380 î.H. Se presupune că a călătorit mult în Egipt și Orient.

El credea că toate corpurile sunt alcătuite din particule atât de mici, încât nu poate fi imaginat ceva mai mic decât ele. El mai susținea că atomii sunt veșnici, neschimbători și indestructibili. Atomii ar diferi unii de alții și de aceea substanțele au proprietăți diferite. De exemplu, atomii de apă ar fi netezi și rotunzi astfel că apa curge, atomii de foc ar fi cu ghimpi, de aceea arsurile sunt dureroase, iar atomii de pământ ar fi cu cârlige, astfel încât ei se pot agăța unul de altul formând o substanță tare.

• Fizicianul englez Joseph John Thomson (1856-1940) este considerat descoperitorul electronului. În 1895 el a determinat experimental că fasciculul de raze catodice este format din particule minuscule electrizate negativ. Thomson a determinat raportul dintre sarcina și masa electronului. Pentru lucrările sale a obținut premiul Nobel în 1906.

• Unul dintre cei mai iscusiți fizicieni experimentativi este englezul Ernest Rutherford (1871-1937), fost elev al lui J.J. Thomson. În 1914, el sugerează că cele mai simple radiații pozitive trebuie să fie cele obținute de la hidrogen și trebuie să fie particule cu sarcină pozitivă, care au fost apoi numite protoni.

• James Chadwick (1891-1947) fizicianul englez, discipol al lui Rutherford, a descoperit în 1932 neutronul, particulă ce diferă fundamental de electron și proton pentru că nu are sarcină electrică. Din acest motiv s-a numit neutron.



• Ernest Rutherford

• J.J. Thomson.

• James Chadwick

1.2. Structura învelişului de electroni

În jurul nucleului unui atom gravitează un număr de electroni egal cu numărul de protoni din nucleu, formând învelişul de electroni al atomului.

Electronii se rotesc în jurul axei lor şi în jurul nucleului cu viteză foarte mare.

Mişcarea de rotaţie a electronului în jurul propriei axe se numeşte mişcare de spin. Sunt posibile două sensuri de rotaţie: de la dreapta la stânga şi de la stânga la dreapta. Doi electroni care se rotesc în acelaşi sens sunt numiţi electroni de spin paralel, iar doi electroni care se rotesc în sensuri diferite sunt numiţi electroni de spin opus sau electroni cuplaţi şi se reprezintă convenţional prin două săgeţi cu orientări opuse: ↑ ↓.

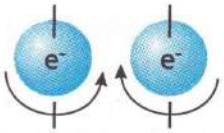
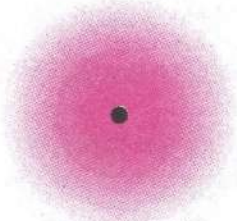


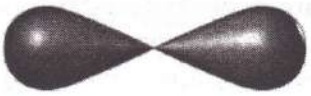
Fig. 1.2.1. Reprezentarea mişcării de spin

Fiecare electron din învelişul de electroni se află concomitent sub influenţa atracţiei nucleului şi sub influenţa respingerii electrostatice a tuturor celorlalţi electroni.

Mişcarea electronilor în jurul nucleului ascultă de legile mecanicii cuantice. Conform acestei teorii, fiecare electron gravitează în jurul nucleului, într-un anumit spaţiu, unde se poate găsi cu probabilitate maximă, formând o zonă de electricitate negativă sau nor electronic, numită **orbital.**



orbitalul de tip s



orbitalul de tip p

Fig. 1.2.2. Forma orbitalilor s şi p

Reţineţi

Spaţiul din jurul unui nucleu "acoperit" de un electron în mişcarea sa în jurul nucleului se numeşte orbital.

Un orbital poate fi ocupat cu un electron sau cu doi electroni de spin opus.

Se cunosc patru tipuri de orbitali notaţi: s, p, d, f care se deosebesc între ei prin formă, energie şi orientare în spaţiu.

Orbitalul de tip s are formă sferică.

Orbitalul p este bilobal cu lobi egali.

Orbitalii d şi f au forme mai complicate.

Se atribuie fiecărui orbital energia electronului care îl ocupă.

Orbitalii de aceeaşi energie formează împreună un substrat.

Un substrat s este format dintr-un singur orbital de tip s şi este ocupat cu maximum 2 electroni.

Un substrat p este format din trei orbitali p de aceeaşi energie şi este ocupat cu maximum 6 electroni. Cei trei orbitali p sunt orientaţi perpendicular între ei, de-a lungul axelor rectangulare, ocupând puncte la fel de depărtate de nucleu (figura 1.2.4.).

Un substrat d este format din cinci orbitali d şi este ocupat cu maximum 10 electroni.

Un substrat f este format din şapte orbitali f şi este ocupat cu maximum 14 electroni.

Orientarea orbitalilor într-un substrat de tip d sau f este mai complicată.

Substraturile sunt grupate în straturi electronice.

Într-un strat, energia orbitalilor creşte în ordinea: s, p, d, f,

substrat s

substrat p

Schema 1.2.3. Reprezentarea schematică a substraturilor s şi p

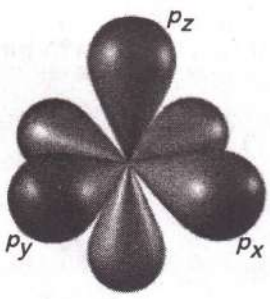
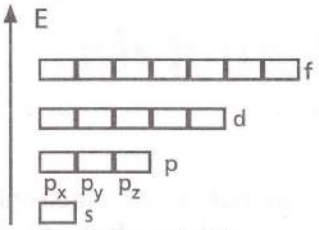


Fig. 1.2.4. Forma unui substrat p



Schema 1.2.5. Reprezentarea schematică a substraturilor dintr-un strat

substratul s având energia cea mai mică, iar substratul f energia cea mai mare (schema 1.2.5.).

Învelișul de electroni este format din șapte straturi electronice notate cu cifrele 1, 2, 3, 4,5,6,7 sau literele K, L, M, N, O, P, Q.

Stratul 1 (K) este cel mai apropiat de nucleu, iar stratul 7 (Q) este cel mai depărtat de nucleu.

Energia orbitalilor crește de la nucleu spre periferia învelișului de electroni.

În schema 1.2.6. este indicată structura primelor 4 straturilor cu electroni.

Schema 1.2.6.

- stratul 1 → 1 substrat
  - 1 substrat s (notat 1s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni — $2e^-$
- stratul 2 → 2 substraturi:
  - 1 substrat s (notat 2s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
  - 1 substrat p (notat 2p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni — $8e^-$
- stratul 3 → 3 substraturi:
  - 1 substrat s (notat 3s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
  - 1 substrat p (notat 3p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni
  - 1 substrat d (notat 3d) - 5 orbitali d - maximum 10 electroni — $18e^-$
- stratul 4 → 4 substraturi:
  - 1 substrat s (notat 4s) - 1 orbital s - maximum 2 electroni
  - 1 substrat p (notat 4p) - 3 orbitali p - maximum 6 electroni
  - 1 substrat d (notat 4d) - 5 orbitali d - maximum 10 electroni
  - 1 substrat f (notat 4f) - 7 orbitali f - maximum 14 electroni — $32e^-$

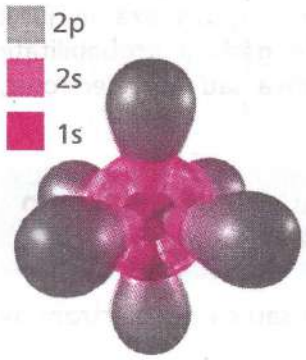


Fig. 1.2.7. Atom cu două straturi

Numărul maxim de electroni de pe un strat este dat de relația $2n^2$, unde n este numărul stratului.

Astfel, stratul 1 este maximum ocupat cu $2 \cdot 1^2 = 2$ electroni, stratul 2 este maximum ocupat cu $2 \cdot 2^2 = 8$ electroni, iar stratul 3 este maximum ocupat cu $2 \cdot 3^2 = 18$ electroni.

Straturile 1, 2, 3, 4 sunt straturi complet ocupate cu electroni.

Straturile 5, 6, 7 sunt straturi parțial ocupate cu electroni pentru că nu toate substraturile acestor straturi sunt ocupate cu electroni.

Așadar, stratul 1 conține un singur substrat, substratul s (notat 1s), format dintr-un orbital s.

Stratul 2 este format din două substraturi: un substrat s, notat 2s, constând dintr-un orbital s de energie mai mică și dintr-un substrat p, notat 2p, conținând 3 orbitali p, cu energie mai mare.

Verificați și consolidați

Descrieți alcătuirea stratului 3.

Aplicații

1. Alegeți variantele corecte.

a) Următorii orbitali au aceeași energie: A) 3s, 3p, 3d; B) 1s, 2s, 3s; C) $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$; D) 1s, 2p, 3d.

b) Stratul 3 este format din următoarele substraturi: A) 3s, 3p, 3d, 3f; B) 3s, 3p, 3d; C) 3s, 3p; D) 3s.

c) Orbitalul este:

A) o zonă ce înconjoară nucleul și unde se poate găsi, cu probabilitate maximă, un electron care se mișcă în jurul nucleului;

B) un cerc având în centrul său nucleul atomic;

C) un nor de electricitate pozitivă;

D) un strat din învelișul electronic.

d) Electronii de spin opus sunt:

A) doi electroni care se mișcă în jurul nucleului în sensuri diferite;

B) doi electroni care se află în orbitali diferiți;

C) doi electroni care se mișcă în jurul axei lor, în sensuri diferite;

D) doi electroni care se mișcă în jurul axei lor, în același sens.

1.3. Ocuparea cu electroni a învelișului de electroni

Forța de atracție pe care o exercită nucleul asupra unui electron, numită sarcină nucleară efectivă, este mai mare dacă sarcina nucleară este mai mare și dacă electronul ocupă un orbital mai apropiat de nucleu.

Între electronii care ocupă orbitali diferiți se exercită respingeri electrostatice. Acestea sunt mai mici cu cât distanța dintre electroni este mai mare. De aceea, doi electroni de spin paralel au tendința de a se așeza cât mai departe unul de celălalt, pentru a se respinge reciproc, cât mai puțin.

Un sistem chimic este mai stabil dacă este mai sărac în energie. Pentru ca atomul să fie un sistem stabil, electronii tind să ocupe orbitalii de cea mai mică energie și să se orienteze la distanțe cât mai mari între ei.

Prin urmare, ocuparea cu electroni a învelișului de electroni nu se face întâmplător.

În starea fundamentală a unui atom polielectronic, orbitalii se ocupă cu electroni în conformitate cu trei principii.

Reținеți

1. Orbitalii se ocupă cu electroni în oridinea crescătoare a energiei lor (Principiul minimului de energie).

2. Un orbital poate fi ocupat cu maximum doi electroni de spin opus (Principiul de excluziune al lui Pauli).

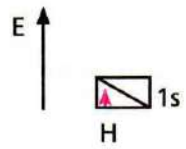
3. Orbitalii de aceeași energie ai unui substrat se ocupă pe rând, la început cu un electron de spin paralel și numai după semiocuparea totală are loc ocuparea cu al doilea electron de spin opus (Regula lui Hund).

Distribuția electronilor în straturi, substraturi și orbitali, din învelișul de electroni al unui atom reprezintă **configurația electronică** a atomului respectiv.

Succesiunea substraturilor în ordinea strict crescătoare a energiei este redată în schema 1.3.1.

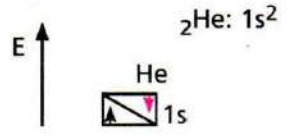
Să urmărim, în continuare, completarea orbitalilor cu electroni la atomii elementelor chimice, aplicând principiile de completare cu electroni.

Atomul de hidrogen, H (Z=1), are un singur electron în învelișul de electroni, ocupând orbitalul de cea mai joasă energie 1s.



Configurația electronică a atomului de hidrogen este notată astfel: $1s^1$.

În atomul de heliu, He (Z=2), cei doi electroni, fiind de spin opus, ocupă tot orbitalul 1s, care, conform celui de-al doilea principiu, poate fi ocupat cu maximum doi electroni.



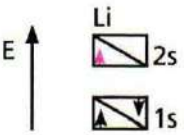
Configurația electronică a atomului de He, $1s^2$, arată că în orbitalul 1s se află doi electroni. Configurația $1s^2$, dublet pe primul strat, conferă primului gaz nobil, heliu, o stabilitate chimică deosebită.

Wolfgang Pauli (1900 - 1958), fizician elvețian, a fost profesor universitar la Zürich. Alături de alți fizicieni, este fondatorul mecanicii cuantice. A enunțat, în 1925, principiul de excluziune care-i poartă numele. A primit premiul Nobel pentru fizică, în 1945.

Hidrogenul și heliul sunt elementele cele mai abundente din univers (89% H și 11% He).

Se crede că formarea primelor stele s-a realizat prin condensarea norilor de atomi de hidrogen și heliu.

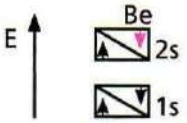
Cei trei electroni ai litiului, Li (Z=3), se vor distribui astfel: doi vor ocupa orbitalul 1s, iar cel de-al treilea va ocupa orbitalul imediat următor ca energie, 2s.



$_3Li: 1s^2 2s^1$

Electronul distinctiv este electronul prin care se diferenţiază configuraţia electronică a două elemente consecutive în tabelul periodic.

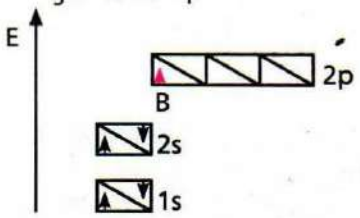
Beriliul, Be (Z=4), are electronul distinctiv tot în orbitalul 2s, ocupat cu 2 electroni.



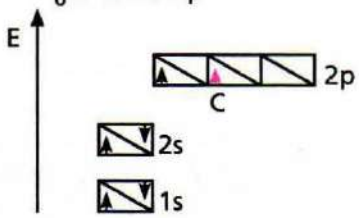
$_4Be: 1s^2 2s^2$

La următoarele elemente din perioada 2: B (Z=5), C (Z=6), N (Z=7), O (Z=8), F (Z=9) şi Ne (Z=10), începe ocuparea cu electroni a substratului 2p. Conform regulii lui Hund, se ocupă mai întâi fiecare orbital p cu câte un electron.

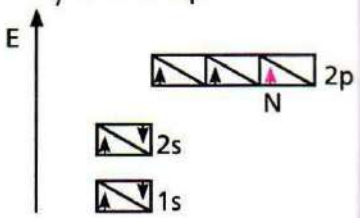
$_5B: 1s^2 2s^2 2p^1$



$_6C: 1s^2 2s^2 2p^2$

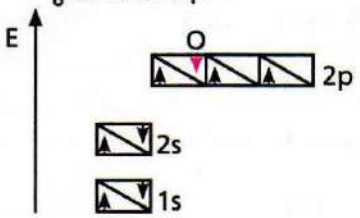


$_7N: 1s^2 2s^2 2p^3$

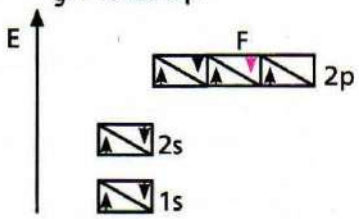


De la atomul de oxigen începe cuplarea electronilor în substratul 2p.

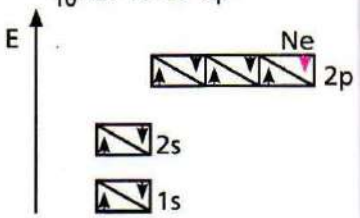
$_8O: 1s^2 2s^2 2p^4$



$_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$



$_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$



Atomul de neon, gaz nobil, are pe ultimul strat, stratul 2, configuraţia electronică $2s^2 2p^6$ de octet, care îi conferă o stabilitate chimică deosebită.

Reţineţi

Configuraţiile $1s^2$ (dublet) pe primul strat şi ns^2np^6 (octet) pentru n=2, 3, 4, 5, 6 sunt configuraţii stabile de gaz nobil.

INFO plus

Elementele din grupa 18 au avut, în decursul timpului, diferite denumiri. Denumirea de gaze rare este neadecvată, deoarece argonul este mai abundent în atmosferă decât CO_2 şi nu poate fi considerat un element rar.

Denumirea de gaz inert a devenit improprie odată cu descoperirea compuşilor xenonului.

Denumirea de gaze nobile este acceptată astăzi, deoarece indică reactivitatea mică a acestor elemente.

Analizaţi şi descoperiţi

1. Modelaţi configuraţiile electronice ale elementelor din perioada 3.

2. Indicaţi numărul de electroni de pe ultimul strat pentru atomii acestor elemente.

3. Identificaţi:

a) elementul cu configuraţia de gaz nobil;

b) elementele cu doi electroni necuplaţi (de spin paralel);

c) elementul cu substratul 3p semiocupat;

d) elementul cu doi electroni pe ultimul strat.

Pentru rezolvare, consultaţi schema 1.3.1. şi tabelul periodic.

INFO plus

Energia orbitalilor neocupați cu electroni

7s 6d 5f

6s 6p 5d 4f

5s 5p 4d

4s 4p 3d

3s 3p

2s 2p

1s

stratul 7 → 7s → 2e

stratul 6 → 6d → 10e; 6p → 6e; 6s → 2e | 18e

stratul 5 → 5f → 14e; 5d → 10e; 5p → 6e; 5s → 2e | 32e

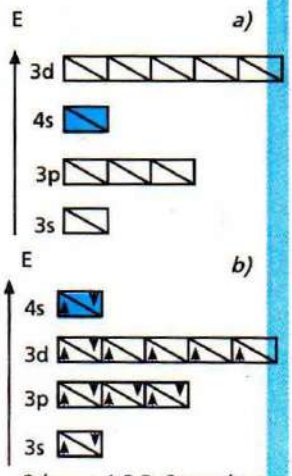
stratul 4 → 4f → 14e; 4d → 10e; 4p → 6e; 4s → 2e | 32e

stratul 3 → 3d → 10e; 3p → 6e; 3s → 2e | 18e

stratul 2 → 2p → 6e; 2s → 2e | 8e

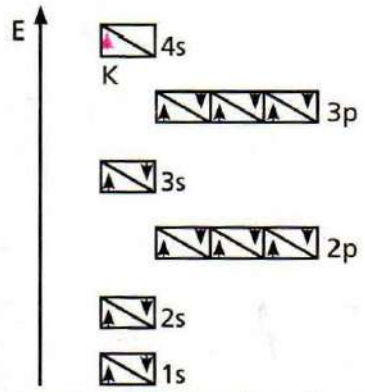
stratul 1 → 1s → 2e

Tânărul chimist englez, Humphry Davy (1778 - 1829) îşi construieşte în 1806 o pilă electrică de proporţii deosebite, 250 plăci de cupru şi zinc, şi începe să supună electrolizei diferite subsanţe. Supune electrolizei şi hidroxidul de potasiu (potasa) şi constată că la electrodul negativ apăreau picături asemănătoare, prin culoare şi strălucire, cu mercurul, dar foarte reactive. În contact cu aerul se aprindeau şi rămânea o crustă albă. Puse în apă, aceste picături metalice pluteau pe suprafaţa apei, se aprindeau şi ardeau cu flacără strălucitoare. Acest nou element, descoperit la 6 octombrie 1807, este potasiul.



Schema 1.3.2. Succesiunea energetică a substraturilor neocupate cu electroni (a), ocupate cu electroni (b)

Electronul distinctiv al potasiului, K (Z=19), este plasat în orbitalul 4s, orbitalul imediat următor ca energie după substratul 3p, ocupat complet cu electroni la argon, Ar (Z=18).



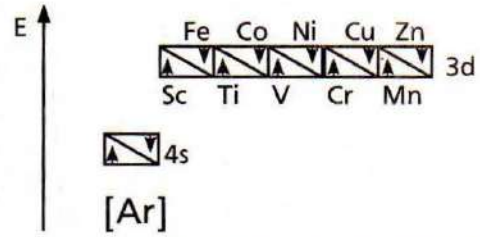
$_{19}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

La atomul de potasiu, se începe completarea cu electroni a stratului 4, deşi stratul 3 nu este complet ocupat.

Substratul 3d neocupat este, însă, de energie mai mare decât substratul 4s.

Configuraţia electronică a potasiului se poate reprezenta, mai simplu, ţinând seama de configuraţia gazului nobil care se află înaintea lui, $_{18}Ar(1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$; astfel, K: [Ar] $4s^1$.

Substratul 3d se ocupă cu electroni după ocuparea completă a substratului 4s, la elementele care fac parte din prima serie de metale tranziţionale: Sc (Z=21), Ti (Z=22), V (Z=23), Cr (Z=24), Mn (Z=25), Fe (Z=26), Co (Z=27), Ni (Z=28), Cu (Z=29), Zn (Z=30).



Astfel, configuraţia scandiului este: Sc (Z=21): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$. Ultimul strat ocupat cu electroni este stratul 4 ($4s^2$), iar penultimul strat, stratul 3, este ocupat cu 9 electroni ($3s^2 3p^6 3d^1$).

La elementele cu numărul atomic mai mare, adică cu mai mulţi protoni în nucleu, creşte atracţia nucleului asupra electronilor şi învelişul de electroni suferă un fenomen de contracţie, de apropiere de nucleu, deci, de micşorare a energiei orbitalilor.

Acest fenomen se manifestă cel mai puternic la substraturile de tip f, ceva mai slab la substraturile d, mai slab la substraturile p şi foarte puţin la substraturile s.

De aceea, pe măsură ce se ocupă cu electroni, substraturile de tip d şi f îşi micşorează energia.

Astfel, la scandiu substratul 3d are aceeaşi energie cu 4s, iar la celelalte elemente din prima serie de metale tranziţionale, substratul 3d are energie mai mică decât 4s. De aceea, configuraţia electronică a acestor elemente se reprezenta astfel: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{1-10} 4s^2$.

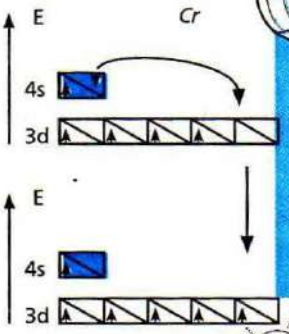
În tabelul periodic, sunt indicate configuraţiile electronice ale elementelor, ţinând seama de aranjarea orbitalilor ocupaţi cu electroni, în ordinea crescătoare a energiei.

Verificați și consolidați

Indicați configurația electronică pentru: Mn (Z=25), Fe (Z=26) și Zn (Z=30).

a) Câte straturi și câte substraturi sunt ocupate cu electroni?

b) La care element, stratul 3 este complet ocupat cu electroni?



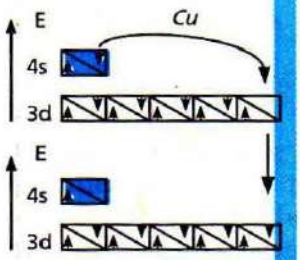
Pentru crom, Cr (Z=24), configurația electronică $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ devine în urma saltului unui electron din 4s în 3d: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, unde substratul d semiocupat (d^5) reprezintă o configurație stabilă.

O altă configurație stabilă este și configurația d^{10}, substrat de tip d complet ocupat cu electroni.

Analizați și descoperiți

1. Indicați care este configurația electronică a cuprului Cu (Z=29), în stare fundamentală.

2. Indicați care sunt elementele cu configurații stabile de tipul d^5 sau d^{10} din prima serie de metale tranziționale.



Schema 1.3.3. Reprezentarea salturilor electronice la atomii de Cr și Cu

Rețineți

Datorită stabilității mai mari care se obține la semiocuparea sau ocuparea completă a substratului 3d, apar excepțiile:

- **$3d^5 4s^1$ în loc de $3d^4 4s^2$ la crom ($_{24}Cr$) și**
- **$3d^{10} 4s^1$ în loc de $3d^9 4s^2$ la cupru ($_{29}Cu$).**

Următorul substrat ocupat cu electroni este substratul 4p. Astfel, configurația electronică a galiului este: $_{31}Ga$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$.

Galiul are 3 electroni pe ultimul strat, stratul 4 ($4s^2 4p^1$).

Respectând regulile de completare cu electroni, se pot modela și configurațiile eletronice ale celorlalte elemente.

Verificați și consolidați

În rezolvarea acestor exerciții, urmăriți schema 1.3.1 și tabelul periodic. Modelați configurațiile electronice ale următoarelor elemente:

a) arsen, As (Z=33), indicați numărul de electroni de pe ultimul strat;

b) brom, Br (Z=35), indicați numărul de orbitali monoelectronici;

c) kripton, Kr, element al cărui electron distinctiv completează total substratul 4p, explicați natura acestui element, observând configurația electronică a ultimului strat.

Aplicații

1. Se consideră elementele: $_{13}Al$, $_{10}Ne$, $_{16}S$, $_{4}Be$.

a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente.

b) În atomul cărui element, electronii sunt plasați numai în orbitali s?

c) Câți electroni are pe ultimul strat atomul de sulf?

d) Atomii căror elemente au aceleași substraturi ocupate cu electroni?

e) Câți electroni sunt plasați în orbitali p la atomul de aluminiu?

f) În câte substraturi sunt plasați electronii atomului de sulf?

g) Atomul cărui element are pe ultimul strat configurația de octet ($ns^2 np^6$)?

h) Câte straturi complet ocupate cu electroni are atomul de aluminiu?

i) Atomii căror elemente nu au electroni necuplați?

2. Se consideră elementul $_{17}Cl$. Pe baza configurației electronice, indicați:

a) în câte straturi, în câte substraturi și în câți orbitali sunt plasați electronii atomului de clor;

b) câți electroni s are atomul de clor;

c) câți electroni necuplați are atomul de clor;

d) câte perechi de electroni p (orbitali de tip p ocupați cu electroni cuplați) are atomul de clor.

3. Identificați elementele ale căror atomi au:

a) 6 electroni s și 8 electroni p;

b) 3 electroni s;

c) 3 orbitali s și 6 orbitali p dintre care doi monoelectronici;

d) 3 orbitali s și 3 orbitali p ocupați cu electroni cuplați.

4. Indicați configurațiile electronice și stabiliți numerele atomice pentru elementele cu următoarele caracteristici:

a) atomului de clor îi lipsește un electron pentru a avea substratul 3p complet ocupat cu electroni;

b) atomul de litiu are cu un electron mai mult decât primul gaz nobil;

c) neonul este primul element din tabelul periodic al cărui atom are configurație stabilă de octet pe ultimul strat;

d) într-un mol de atomi de magneziu se află $36,132 \cdot 10^{23}$ electroni s și $36,132 \cdot 10^{23}$ electroni p.

5.* Se consideră elementele: $_{19}K$, $_{21}Sc$, $_{29}Cu$, $_{33}As$.

a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente.

b) În câte straturi, în câte substraturi și în câți orbitali sunt plasați electronii atomului de scandiu?

c) Atomii căror elemente au un singur orbital monoelectronic?

d) Atomul cărui element are cel mai mare număr de electroni necuplați?

e) Atomii căror elemente au stratul 3 complet ocupat cu electroni?

f) Atomii căror elemente au aceleași substraturi ocupate cu electroni?

6.* Se consideră elementul $_{26}Fe$. Pe baza configurației electronice indicați:

a) care este ultimul strat ocupat cu electroni în atomul de fier și câți electroni se află pe ultimul strat;

b) câți orbitali monoelectronici are atomul de fier și în ce substrat se află acești orbitali;

c) cu câți electroni este ocupat stratul 3 din atomul de fier;

d) câți electroni s are atomul de fier;

e) câți electroni d se află în 22,4 g de fier.

7.* Indicați configurația electronică și numărul atomic pentru elementele ale căror atomi au:

a) 7 electroni s, 12 electroni p și 5 electroni d;

b) 7 substraturi și 3 straturi complet ocupate cu electroni și toți orbitalii dielectronici;

c) 5 orbitali d, 6 orbitali p, 4 orbitali s, iar 5 dintre orbitali sunt ocupați cu electroni de spin paralel;

d) 4 oribitali s, 9 orbitali p și 5 orbitali d ocupați cu electroni cuplați;

e) 4 electroni în substratul 4p;

f) $78,286 \cdot 10^{23}$ electroni p într-un mol de atomi.

Test de evaluare

1p **1.1.*** Completați spațiile libere.

a) Învelișul de electroni al unui atom se ocupă cu electroni în ordinea ..... a energiei orbitalilor neocupați.

b) Un orbital poate fi ocupat cu un electron sau cu ..... electroni de spin .....

c) Orbitalii unui substrat se ocupă pe rând, mai întâi cu câte ..... electron, de spin ....., iar, după semiocuparea totală, se ocupă cu al doilea electron de spin .....

d) Configurațiile $1s^2$ și ns^2np^6 (n=2, 3, 4, 5, 6) sunt configurații ..... de gaz .....

1p **2.2.*** Alegeți variantele corecte.

a) Ordinea crescătoare a energiei substraturilor din primele trei straturi electronice este:

A) 3p, 3s, 2p, 2s, 1s; B) 1s, 2s, 2p, 3s, 3p; C) 1s, 2p, 2s, 3p, 3s.

b) Un substrat p este format din x orbitali p și poate fi ocupat cu maximum y electroni; x și y au valorile:

A) x=3, y=6; B) x=5, y=10; C) x=1, y=2.

2p **3.3.*** Elementul siliciu (Si) are numărul atomic Z=14. Indicați:

a) configurația electronică a atomului de siliciu;
b) numărul de straturi și numărul de substraturi ocupate cu electroni;
c) numărul de electroni de pe ultimul strat;
d) numărul de electroni necuplați.

3p **4.4.*** Indicați configurația electronică și numărul atomic pentru fiecare dintre elementele următoare, caracterizate prin:
a) atomul elementului A are 6 electroni în stratul 2;
b) atomul elementului B are 3 orbitali s și 4 orbitali p ocupați cu electroni, dintre care unul este monoelectronic;
c) atomul elementului C are 9 orbitali dielectronici.

2p **5.** a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor care au în învelișul de electroni cu 3 electroni mai mult și respectiv cu 3 electroni mai puțin decât atomul de neon ($_{10}$Ne).
b) Indicați numărul de straturi ocupate cu electroni și numărul de electroni de pe ultimul strat din atomii acestor elemente.

2p **5*.** a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor elementelor A și B caracterizate prin:
- atomul elementului A are 15 electroni în stratul 3;
- atomului elementului B îi lipsește un electron pentru a avea substratul 4p complet ocupat.
b) Indicați numărul de straturi ocupate cu electroni și numărul de electroni de pe ultimul strat, din atomii acestor elemente.

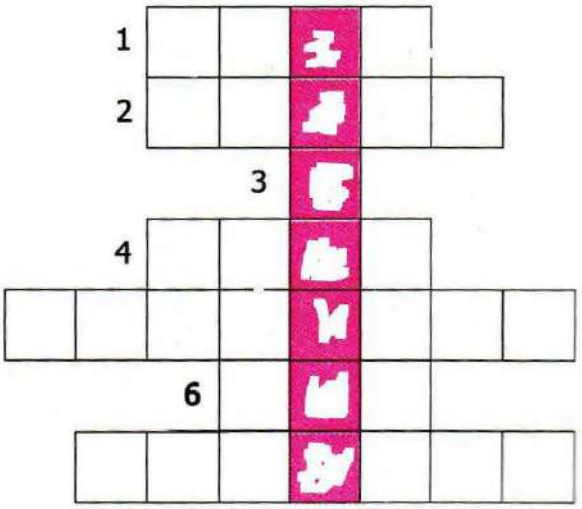
Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

CHIMIA... altfel

Rebus

• Completați următorul careu și veți găsi pe verticală denumirea zonei "acoperite" de un electron în mișcarea sa în jurul nucleului.

1. Este format din protoni, neutroni și electroni.
2. Este format din substraturi cu energie apropiată.
3. Bor.
4. Mișcarea de rotație a electronului în jurul axei sale (mișcare de .....).
5. Particula atomului electrizată negativ.
6. Dacă este nobil, are pe ultimul strat configurație stabilă de dublet sau octet.
7. Doi electroni care ocupă același orbital.



PC - ingenios

• Realizaţi programe pe calculator prin care să modelaţi construcţia învelişului de electroni pentru unii atomi.

Colţul celor curioşi

• Indicaţi configuraţiile electronice pentru următoarele elemente:

- elementul descoperit de Humphry Davy la 5 zile după ce a descoperit potasiu;
- nemetalul lichid la temperatura obişnuită;
- metalul bijuteriilor;
- metalul unei epoci istorice;
- metalul părului cărunt;
- elementul descoperit în 1772 de Daniel Rutherford şi denumit "aer mefitic".

Concurs

1. În aranjamentul alăturat, duceţi săgeţi paralele astfel încât să fie indicată ordinea ocupării cu electroni a substraturilor.

7s			
6s	6p	6d	
5s	5p	5d	5f
4s	4p	4d	4f
3s	3p	3d	
2s	2p		
1s			

2. Un chimist a amestecat substraturile ocupate cu electroni din atomul de cesiu:

$4s^2 5p^6 2p^6 3s^2 6s^1 4p^6 3d^{10} 1s^2 4d^{10} 2s^2 3p^6 5s^2$

Indicaţi:
a) varianta corectă a configuraţiei electronice;
b) numărul atomic al cesiului;
c) numărul de orbitali p;
e) numărul de straturi complet ocupate cu electroni.

3. Ştiind că se cunosc 109 elemente, aflaţi numărul de elemente ale căror atomi au stratul 3 complet ocupat.

4. Indicaţi configuraţiile electronice ale elementelor din perioada 3 şi din perioada 4 care au cel mai mare număr de orbitali monoelectronici.

5. Atomul de molibden (Mo) are electronii plasaţi în 5 straturi şi o configuraţie electronică exterioară asemănătoare cromului (Z=24). Indicaţi, pentru molibden, configuraţia electronică şi numărul atomic.

6. Într-un amestec echimolecular, format din 6 moli conţinând atomii a 3 elemente consecutive, se află $144{,}528 \cdot 10^{23}$ electroni. Identificaţi cele 3 elemente şi indicaţi configuraţiile lor electronice.

Notă: câştigă concurentul sau echipa care dă cele mai multe răspunsuri corecte într-un interval de timp alocat.

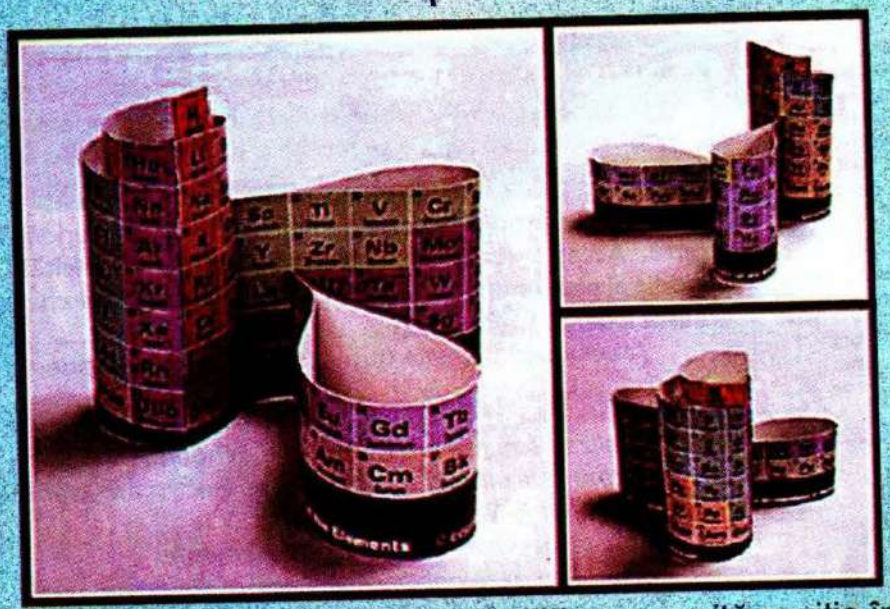
Capitolul 2

CORELAȚII ÎNTRE STRUCTURA ÎNVELIȘULUI DE ELECTRONI, POZIȚIA ÎN TABELUL PERIODIC ȘI PROPRIETĂȚI ALE ELEMENTELOR

2.1. Corelația între configurația electronică a unui element și locul ocupat în tabelul periodic
2.2. Caracterul metalic
2.3. Caracterul nemetalic
2.4. Electronegativitatea
2.5. Raze atomice și raze ionice

"Știința este un bun comun. Recunoscând calea experimentală ca singura adevărată, eu singur am verificat ce am putut și am dat tuturor posibilitatea de a verifica sau a nega legile"

("D.I. Mendeleev")



- De ce ocupă fiecare element chimic o anumită poziție în tabelul periodic?
- De ce unele elemente au proprietăți asemănătoare?

2.1. Corelaţia între configuraţia electronică a unui element şi locul ocupat în tabelul periodic

În anul 1869, marele chimist rus Dimitrie Ivanovici Mendeleev, după un studiu îndelungat, a aranjat elementele într-un tabel, numit tabelul periodic al elementelor, în care elementele cu proprietăţi asemănătoare se găseau unele sub altele.

Analizaţi şi descoperiţi! *Studiaţi cu atenţie schema 2.1.1. şi tabelul periodic, unde sunt indicate pentru fiecare element: simbolul, numărul atomic (Z), configuraţia electronică a ultimului strat şi răspundeţi la următoarele întrebări:*

a) ce elemente au configuraţia electronică a ultimului strat de tipul ns^1;

b) după câte elemente se repetă această configuraţie;

c) după ce regulă se repetă celelalte configuraţii electronice, de exemplu, de tipul ns^2np^3 sau ns^2np^6?

Numărul atomic (Z) indică numărul de protoni din nucleul atomului unui element, dar indică şi poziţia elementului în tabelul periodic şi se mai numeşte număr de ordine.

Analizând schema 2.1.1. şi tabelul periodic, se observă că elementele: $_3Li$, $_{11}Na$, $_{19}K$, $_{37}Rb$, $_{55}Cs$ au în orbitalul s al ultimului strat un electron, adică au configuraţia electronică a ultimului strat de tipul ns^1.

Calculând diferenţa dintre numerele de ordine ale acestor elemente: $\Delta Z_1=11-3=8$, $\Delta Z_2=19-11=8$, $\Delta Z_3=37-19=18$, $\Delta Z_4=55-37=18$, se observă că această configuraţie electronică de tip ns^1 se repetă după 8, 8, 18, 18 elemente. După aceeaşi regulă se repetă şi celelalte configuraţii electronice exterioare.

Reţineţi **Aşezând elementele în ordinea crescătoare a numărului atomic, de la H (Z=1) la Une (Z=109), configuraţiile electronice de pe ultimul strat se repetă periodic, după 8, 8, 18, 18 şi 32 de elemente.**

După aceeaşi regulă se repetă şi proprietăţile elementelor, care sunt determinate de configuraţia electronică de pe ultimul strat.

Aşadar, proprietăţile elementelor sunt funcţii periodice de numărul atomic. Această concluzie reprezintă **legea periodicităţii,** iar tabelul periodic al elementelor este o clasificare a elementelor chimice bazată pe această lege.

Tabelul periodic este format din grupe şi perioade.

Analizaţi şi descoperiţi!

Analizaţi schema 2.1.1. şi tabelul periodic şi indicaţi:

a) care este ultimul strat ocupat cu electroni în atomii elementelor: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne;

b) în ce perioadă se află aceste elemente;

c) între ce gaze nobile se află aceste elemente;

d) ce configuraţii electronice au pe ultimul strat Li şi Ne.

Analizaţi aceleaşi aspecte şi pentru elementele aflate în alte perioade.

Dimitrie Ivanovici Mendeleev (1834-1907) - este unul dintre cei mai de seamă exponenţi ai ştiinţei din secolul trecut. Pe vremea la care ne referim, savanţii reuşiseră să descopere 63 de elemente diferite, să stabilească greutatea atomilor lor şi să le determine valenţa (şi una, şi alta nu întotdeauna cu precizie).

Totuşi, la începutul deceniului al VII-lea al secolului trecut, ambele aceste caracteristici ale elementelor nu erau încă privite în legătura lor reciprocă. Căutarea de noi elemente se desfăşura nesistematic, descoperirea se făcea întâmplător şi nu era clar dacă numărul elementelor este limitat sau nu.

În anul 1869, D.I. Mendeleev, aranjând elementele chimice cunoscute într-un tabel în ordinea creşterii masei atomice, a constatat că elementele cu proprietăţi chimice asemănătoare sunt aşezate unele sub altele. Cercetările lui şi, aproximativ în acelaşi timp, ale chimistului german Lothar Meyer, au condus la elaborarea tabelului periodic al elementelor. Acesta a permis descoperirea unor elemente chimice necunoscute până atunci. Metoda bazată pe proprietăţile periodice este utilizată şi astăzi de către chimişti.

Schema 2.1.1.

Perioada	Numărul de straturi ocupate cu electroni	Grupa	1 (IA)	2 (IIA)	3-12	13 (IIIA)	14 (IVA)	15 (VA)	16 (VIA)	17 (VIIA)	18 (VIIIA)
			$_1$H:1s^1								$_2$He:1s^2
		Cifra unităților din numărul grupei	1	2		3	4	5	6	7	8
		Numărul de electroni de pe ultimul strat	1	2		3	4	5	6	7	8
		Configurația electronică a ultimului strat / Miezul atomic	ns^1	ns^2		ns^{2}np^1	ns^{2}np^2	ns^{2}np^3	ns^{2}np^4	ns^{2}np^5	ns^{2}np^6
2	2	[He]:1s^2	$_3$Li:[He]2s^1	$_4$Be:[He]2s^2		$_5$B:[He]2s^{2}2p^1	$_6$C:[He]2s^{2}2p^2	$_7$N:[He]2s^{2}2p^3	$_8$O:[He]2s^{2}2p^4	$_9$F:[He]2s^{2}2p^5	$_{10}$Ne: [He]2s^{2}2p^6
3	3	[Ne]:1s^{2}2s^{2}2p^6	$_{11}$Na: [Ne]3s^1	$_{12}$Mg: [Ne]3s^2		$_{13}$Al: [Ne]3s^{2}3p^1	$_{14}$Si: [Ne]3s^{2}3p^2	$_{15}$P: [Ne]3s^{2}3p^3	$_{16}$S: [Ne]3s^{2}3p^4	$_{17}$Cl: [Ne]3s^{2}3p^5	$_{18}$Ar: [Ne]3s^{2}3p^6
4	4	[Ar]:1s^{2}2s^{2}2p^{6}3s^{2}3p^6	$_{19}$K: [Ar]4s^1	$_{20}$Ca: [Ar]4s^2		$_{31}$Ga: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^1	$_{32}$Ge: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^2	$_{33}$As: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^3	$_{34}$Se: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^4	$_{35}$Br: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^5	$_{36}$Kr: [Ar]3d^{10}4s^{2}4p^6
			blocul de elemente s			blocul de elemente p					

Curriculum diferențiat

Perioada	Grupa	3 (IIIB)	4 (IVB)	5 (VB)	6 (VIB)	7 (VIIB)	8 (VIIIB)	9 (VIIIB)	10 (VIIIB)	11 (IA)	12 (IIA)
	Suma x+y	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
	Configurația electronică exterioară (n-1)d^{y}ns^x	(n-1)d^{1}ns^2	(n-1)d^{2}ns^2	(n-1)d^{3}ns^2	(n-1)d^{5}ns^1	(n-1)d^{5}ns^2	(n-1)d^{6}ns^2	(n-1)d^{7}ns^2	(n-1)d^{8}ns^2	(n-1)d^{10}ns^1	(n-1)d^{10}ns^2
4	Miezul atomic [Ar]: 1s^{2}2s^{2}2p^{6}3s^{2}3p^6	$_{21}$Sc: [Ar]3d^{1}4s^2	$_{22}$Ti: [Ar]3d^{2}4s^2	$_{23}$V: [Ar]3d^{3}4s^2	$_{24}$Cr: [Ar]3d^{5}4s^1	$_{25}$Mn: [Ar]3d^{5}4s^2	$_{26}$Fe: [Ar]3d^{6}4s^2	$_{27}$Co: [Ar]3d^{7}4s^2	$_{28}$Ni: [Ar]3d^{8}4s^2	$_{29}$Cu: [Ar]3d^{10}4s^1	$_{30}$Zn: [Ar]3d^{10}4s^2
		blocul de elemente d									

Se observă că, în atomii elementelor: Li, Be, B, C, N, O, F, Ne, electronul distinctiv este plasat pe stratul 2p. Aceste elemente formează a doilea șir orizontal din tabelul periodic, numit perioada 2, și sunt cuprinse între primul gaz nobil (He) și al doilea gaz nobil (Ne). Perioada 2 începe cu litiu (un metal alcalin) și se termină cu neonul (gaz nobil).

Reținem

Perioada este șirul orizontal din tabelul periodic, format din elemente ale căror atomi au același număr de straturi ocupate cu electroni.

Elementele unei perioade sunt cuprinse între două gaze nobile succesive.

Numărul perioadei indică numărul de straturi ocupate cu electroni.

Știați că...

- *Elementele din perioada 2 se găsesc în natură în proporții diferite: Li ($5 \cdot 10^{-3}$%), Be ($6 \cdot 10^{-4}$%), B ($5 \cdot 10^{-3}$%), C (0,3%), N (0,03%), O (46,6%), F (0,27%).*
- *Dintre ele, în atmosferă se află: azotul (78,8% procente volumetrice), oxigenul (20,95%) și neonul ($4,6 \cdot 10^{-4}$%).*
- *În apa oceanelor se află: oxigenul (85,9%), carbonul ($2 \cdot 10^{-3}$%), borul ($4 \cdot 10^{-4}$%), fluorul (10^{-4}%), litiul ($7 \cdot 10^{-6}$%).*
- *În unele ape minerale și în apa mărilor, litiul se află sub formă de $LiHCO_3$.*

Peisaj marin

Verificați și consolidați

1. Modelați configurația electronică a elementelor: $_{12}Mg$ și $_{6}C$. Indicați în ce perioadă se află aceste elemente.

2. Indicați în ce perioadă se află sulful dacă, în atomul de sulf, electronul distinctiv este plasat în substratul 3p.

3. Modelați configurația electronică a elementelor: $_{30}Zn$ și $_{35}Br$. Indicați în ce perioadă se află aceste elemente.*

4. Indicați în ce perioadă se află stronțiul (Sr), dacă electronul distinctiv este plasat în orbitalul 5s.*

Coloanele verticale din tabelul periodic se numesc grupe. Sunt 18 grupe notate cu numerele 1, 2, ..., 18. Grupele 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18 sunt grupe principale, iar grupele 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12 sunt grupe secundare. După un sistem mai vechi de numerotare, grupele principale sunt notate cu: IA, IIA, ..., VIIIA, iar grupele secundare cu IB, IIB, ..., VIIIB.

Analizați și descoperiți

Analizați schema 2.1.1., tabelul periodic și indicați:

a) prin ce se aseamănă configurațiile electronice ale elementelor din fiecare serie:

A) Li, Na, K; B) C, Si, Ge; C) F, Cl, Br; D) Ne, Ar, Kr; E) Sc, Y; F*) Cu, Ag;*

b) în ce substrat este plasat electronul distinctiv al elementelor:

A) din grupele 1 și 2; B) din grupele 13 - 18; C) din grupele 3 - 12.*

Se observă că, la elementele Li, Na, K, aflate în grupa 1, electronul distinctiv este plasat în orbitalul s al ultimului strat. Configurația electronică a ultimului strat este: $2s^1$ la Li, $3s^1$ la Na, $4s^1$ la K.

La elementele F, Cl, Br, aflate în grupa 17, electronul distinctiv este plasat în substratul p al ultimului strat.

Ultimul strat al acestor elemente este ocupat cu 7 electroni, 7 fiind și cifra unităților din numărul 17, și are configurația electronică: $2s^2 2p^5$ la F, $3s^2 3p^5$ la Cl, $4s^2 4p^5$ la Br.

Curriculum diferențiat

La elementele Cu și Ag, aflate în grupa 11, o grupă secundară, electronul distinctiv este plasat în substratul d al penultimului strat. Configurația electronică exterioară a acestor elemente este: $3d^{10} 4s^1$ la Cu și $4d^{10} 5s^1$ la Ag.

Se observă că elementele care fac parte din aceeași grupă au aceeași configurație electronică pe ultimul strat.

Curriculum diferențiat

Reținеți

Grupa este coloana verticală din tabelul periodic formată din elemente care au aceeași configurație electronică pe ultimul strat.

La elementele din grupele principale (1, 2, 13, 14, 15, 16, 17, 18), electronul distinctiv este plasat în orbitalii s sau p din ultimul strat.

Cifra unităților din numărul grupei principale indică numărul de electroni de pe ultimul strat.

La elementele din grupele secundare (3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12), electronul distinctiv este plasat în orbitalii d ai penultimului strat.

Numărul grupei secundare indică suma dintre numărul de electroni din substratul s al ultimului strat și numărul de electroni din substratul d al penultimului strat.

După tipul orbitalului în care se plasează electronul distinctiv, elementele chimice pot fi clasificate în blocurile s, p, d și f.

Blocul de elemente s cuprinde elementele la care electronul distinctiv este plasat în orbitalul s al ultimului strat. Aceste elemente se află în grupele 1 și 2 și au configurația electronică a ultimului strat de tipul: **ns^1** pentru grupa 1 și **ns^2** pentru grupa 2 (n=2, 3, 4, 5, 6, 7).

Blocul de elemente p este format din elementele care au electronul distinctiv în substratul p al ultimului strat. Aceste elemente se află în grupele: 13, 14, 15, 16, 17, 18 și au configurația electronică a ultimului strat de tipul:

Grupa	13	14	15	16	17	18
Configurația electronică a ultimului strat, n=2, 3, 4, 5, 6.	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

Blocul de elemente d este format din elementele care au electronul distinctiv în substratul d al penultimului strat. Aceste elemente se află în grupele secundare: 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12 și au configurația electronică a substraturilor (n-1)d și ns de tipul:

Grupa	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Configurația electronică exterioară $(n-1)d^y ns^x$, (n= 4, 5, 6, 7)	$(n-1)d^1$ ns^2	$(n-1)d^2$ ns^2	$(n-1)d^3$ ns^2	$(n-1)d^5$ ns^1	$(n-1)d^5$ ns^2	$(n-1)d^6$ ns^2	$(n-1)d^7$ ns^2	$(n-1)d^8$ ns^2	$(n-1)d^{10}$ ns^1	$(n-1)d^{10}$ ns^2

• Lantanidele sunt tot atât de răspândite ca plumbul și zincul (circa $2 \cdot 10^{-2}$%). Se găsesc în amestecuri de oxizi proprii cu oxizi de Sc, Y, La și Th, alcătuind așa-zisele pământuri rare.

Lantanidele se utilizează în metalurgie ca dezoxidanți, adaos la oțeluri, reducători în metalurgie, aliaje speciale, catalizatori, pigmenți etc.

Unele elemente din grupele secundare fac excepție de la această regulă, având configurații electronice exterioare modificate în urma unor salturi electronice.

Elementele din blocul d se numesc metale tranziționale pentru că fac legătura între elementele din grupele principale.

Blocul de elemente f cuprinde două serii de câte 14 elemente, numite lantanide și actinide, care au electronul distinctiv în substratul f din antepenultimul strat: (n-2)f. Lantanidele au în curs de completare substratul 4f, iar actinidele substratul 5f.

Analizând tabelul periodic, se observă că: hidrogenul, lantanidele și actinidele nu sunt așezate într-o grupă anume, fiind elemente fără grupă.

Lantanidele fac parte din perioada 6, iar actinidele din perioada 7.

• *Actinidele se folosesc în tehnica nucleară ca surse de radiații alfa, combustibili nucleari etc.*

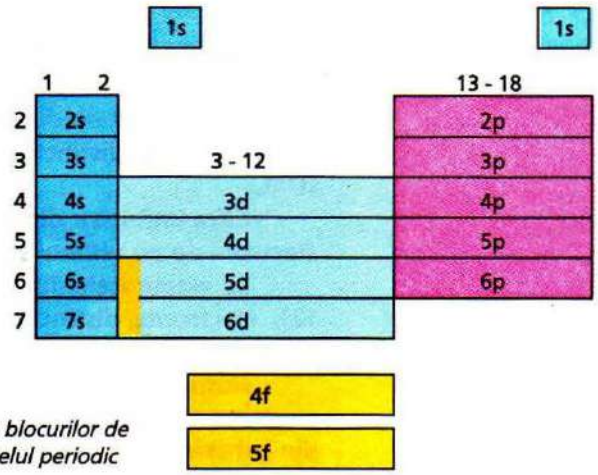


Fig. 2.1.2. Poziția blocurilor de elemente în tabelul periodic

1. Indicați locul ocupat în tabelul periodic (numărul perioadei, numărul grupei, blocul de elemente) de următoarele elemente: $_{11}Na$, $_{4}Be$, $_{13}Al$, $_{7}N$, $_{18}Ar$, $_{21}Sc^*$, $_{26}Fe^*$.

2. Cunoscând locul în tabelul periodic, stabiliți configurația electronică a atomilor următoarelor elemente: Mg (perioada 3, grupa 2), C (perioada 2, grupa 14), S (perioada 3, grupa 16), Cr (perioada 4, grupa 6), Zn* (perioada 4, grupa 12).*

Linia frântă îngroșată din tabelul periodic desparte cele două mari categorii de elemente: metale și nemetale. Sub această linie se află metalele, deasupra ei se află nemetalele, iar în vecinătatea ei se află semimetalele care împrumută proprietăți atât de la metale cât și de la nemetale.

Aplicații

1. Alegeți variantele corecte.

a) Atomii elementelor din aceeași grupă principală au același *număr de straturi ocupate cu electroni/număr de electroni pe ultimul strat.*

b) Atomii elementelor din grupele principale au electronul distinctiv pe *ultimul strat/penultimul strat.*

c) Atomii elementelor din aceeași grupă principală au *aceleași/diferite* tipuri de substraturi ocupate cu *același număr/număr diferit* de electroni.

d) Pentru elementele din grupele principale, numărul de electroni de pe ultimul strat este egal cu *numărul grupei/cifra unităților din numărul grupei.*

e) Atomii elementelor din aceeași perioadă au același număr de *straturi ocupate cu electroni/electroni pe ultimul strat.*

f) Atomii elementelor din grupele secundare au electronul distinctiv în *substratul d/substratul p* al *ultimului/penultimului* strat.

g) Pentru elementele din grupele secundare care au configurația electronică exterioară $(n-1)d^y ns^x$, suma x+y este egală cu *numărul grupei/cifra unităților din numărul grupei.*

2. Pentru elementele: $_{17}Cl$ și $_{4}Be$, indicați configurațiile electronice, locul în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte fiecare.

3. Se consideră elementele: $_{14}Si$ și $_{10}Ne$. Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente și alegeți afirmațiile corecte. Argumentați răspunsul.

a) Siliciul și neonul se află în aceeași perioadă.

b) Numărul perioadei în care se află siliciul este mai mare cu o unitate decât numărul perioadei în care se află neonul.

c) Diferența dintre numărul grupei în care se află neonul și numărul grupei în care se află siliciul este 4.

d) Siliciul se află în grupa 4 și neonul în grupa 8.

e) Atomul de neon are pe ultimul strat un număr dublu de electroni decât atomul de siliciu.

f) Siliciul și neonul fac parte din blocul de elemente p.

4. Se consideră configurațiile electronice: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (A) și $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (B) și elementele potasiu (K) și fosfor (P). Știind că potasiul se află în grupa 1 și că fosforul se află în grupa 15, asociați fiecărui element configurația electronică corespunzătoare, indicați numărul perioadei și blocul de elemente în care se află fiecare element.

5. Completați următoarele configurații electronice: $1s2s^2$ (A), $1s^2 2s2p3s3p^4$ (B); $1s2s^2 2p^4$ (C), $1s^2 2s2p3s^2$ (D). Indicați care dintre ele corespund unor elemente care se află în aceeași grupă și care corespund unor elemente care se află în aceeași perioadă. Indicați locul ocupat în tabelul periodic de elementele ce corespund acestor configurații electronice, consultați tabelul periodic și identificați aceste elemente.

6. Elementul carbon se află în tabelul periodic în grupa 14 și perioada 2. Indicați configurația electronică și numărul atomic.

7. Despre elementele A, B, C, D se cunosc următoarele informații:

- elementul A este gazul nobil din perioada 2;
- elementul B are un electron pe stratul 4;
- electronul distinctiv al elementului C este al treilea electron de pe stratul 2;
- elementul D are un singur electron în învelișul de electroni.

Pentru fiecare element indicați locul ocupat în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte. Consultați tabelul periodic și identificați elementele.

8. Asociați fiecărui element din coloana A locul ocupat în tabelul periodic, indicat în coloana B.

A.	B.
a) Li, element care are Z=3;	1) perioada 3, grupa 16;
b) F, element al cărui electron distinctiv completează substratul 2p cu 5 electroni;	2) perioada 3, grupa 2;
c) S, element care are în stratul 3 configurația: $3s^2 3p^4$;	3) perioada 2, grupa 1;
d) Mg, element al cărui atom are cu 2 electroni mai mult decât atomul gazului nobil din perioada 2.	4) perioada 2, grupa 17.

9*. Elementul brom (Br) se află în grupa 17 și perioada 4. Referitor la atomul de brom, sunt corecte afirmațiile:

a) are 4 electroni pe ultimul strat;

b) are 7 electroni pe stratul 4;

c) are 4 straturi complet ocupate cu electroni;

d) îi lipsește un electron pentru a avea configurația electronică a gazului nobil din perioada 4;

e) are configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;

f) face parte din blocul de elemente d.

10*. Despre elementele vanadiu (V) și arsen (As) se cunosc următoarele informații:

- se află în aceeași perioadă;
- cifra unităților din numărul grupei este aceeași;
- atomul de vanadiu are 11 electroni pe stratul 3.

Indicați configurațiile electronice ale atomilor de vanadiu și arsen, locul ocupat de aceste elemente în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte fiecare.

11*. Despre elementele A și B se cunosc următoarele informații:

- se află în două grupe succesive ale tabelului periodic;
- atomul elementului A are primele trei straturi complet ocupate cu electroni și un electron necuplat;
- în atomul elementului B, toți orbitalii ocupați cu electroni sunt dielectronici.

Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente și locul lor în tabelul periodic. Din ce bloc de elemente fac parte și de ce?

12*. În 80 g element X cu masa atomică A_X=40, se află $96{,}352 \cdot 10^{23}$ electroni s și $144{,}528 \cdot 10^{23}$ electroni p. Indicați configurația electronică și locul în tabelul periodic și identificați elementul X.

13*. Fierul se află în tabelul periodic în grupa 8 și perioada 4. Indicați configurația electronică a atomului de fier și numărul de electroni din substratul d, dintr-un mol de atomi de fier.

14*. Se consideră elementele: A (atomul său are 4 orbitali s, 6 orbitali p și 5 orbitali d, dintre care 6 sunt monoelectronici), B (are Z=28), C (atomul său are pe ultimul strat configurația electronică de tipul $ns^2 np^1$ și numărul perioadei în care se află este egal cu suma cifrelor din numărul grupei), D (atomul său are pe trei straturi configurația de octet $ns^2 np^6$, stratul 4 fiind ultimul strat).

Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente și locul lor în tabelul periodic. Consultați tabelul periodic și identificați aceste elemente. Din ce bloc de elemente face parte fiecare?

Test de evaluare

2p **1.1.*** Alegeți variantele corecte.

a) Grupa este șirul *orizontal/vertical* din tabelul periodic format din elemente ale căror atomi au același număr de *electroni pe ultimul strat/straturi ocupate cu electroni.*

b) Cifra unităților din numărul grupei principale indică numărul de *electroni de pe ultimul strat/straturi ocupate cu electroni.*

c) Perioada este șirul *orizontal/vertical* din tabelul periodic format din elemente ale căror atomi au același număr de *electroni pe ultimul strat/straturi ocupate cu electroni.*

d) Numărul perioadei indică numărul de *straturi ocupate cu electroni/electroni de pe ultimul strat.*

2p **2.2.*** Pentru $_{17}Cl$, indicați configurația electronică, locul în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte.

1p **3.3.*** Sodiul se află în tabelul periodic în grupa 1 și perioada 3. Indicați configurația electronică a atomului de sodiu și numărul atomic.

1p **4.** Configurația electronică a ultimului strat din atomul de azot este $2s^22p^3$. Indicați locul azotului în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte.

1p **4.*** Configurația electronică a ultimului strat din atomul de arsen este $4s^24p^3$. Indicați configurația electronică a atomului de arsen, locul ocupat de arsen în tabelul periodic și blocul de elemente din care face parte.

1p **5.5.*** Se consideră configurațiile electronice: $1s^22s^22p^1$ (A), $1s^22s^22p^4$ (B), $1s^22s^22p^63s^23p^1$ (C). Indicați care dintre ele corespund unor elemente care se află în aceeași grupă și care corespund unor elemente care se află în aceeași perioadă. Justificați răspunsul.

2p **6.** Se consideră elementele A, B, C, D cu următoarele caracteristici: A (electronul distinctiv completează substratul 3p cu 6 electroni), B(are cu 2 electroni mai puțin decât A), C (are 3 electroni în orbitali s), D (are Z=6). Înscrieți litera cu care a fost notat fiecare element, în căsuța corespunzătoare din tabelul periodic de mai jos și indicați blocul de elemente din care face parte fiecare.

2p **6*.** Se consideră elementele A, B, C, D cu următoarele caracteristici: A (electronul distinctiv completează substratul 4p cu 6 electroni), B (are cu 4 electroni mai puțin decât A), C (are 3 electroni în oribtali s), D (are Z=29). Înscrieți litera cu care s-a notat fiecare element, în căsuța corespunzătoare din tabelul periodic de mai jos și indicați blocul de elemente din care face parte fiecare element.

Grupa / Perioada	1	2											13	14	15	16	17	18
2																		
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
4																		

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

2.2. Caracterul metalic

Atomii gazelor nobile au o tendință limitată de a se combina cu alți atomi. Stabilitatea acestor atomi este datorată configurațiilor electronice de pe ultimul strat, numite configurații stabile de gaz nobil. Acestea sunt: dublet, pe stratul 1 ($1s^2$), configurație întâlnită la atomul de heliu, și octet, (ns^2np^6) pe straturile 2, 3, 4, 5, 6, configurație întâlnită la atomii celorlalte gaze nobile.

Atomii multor altor elemente chimice tind să dobândească aceste configurații stabile pe stratul electronic exterior.

În acest scop, atomii metalelor cedează electroni și formează ioni pozitivi. De exemplu:

$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^1} \rightarrow Na^+$: $1s^2 \mathbf{2s^2 2p^6} + 1e^-$

$_{20}Ca$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{4s^2} \rightarrow Ca^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^6} + 2e^-$

Se observă că atomul de sodiu (Na) cedează un electron din orbitalul 3s și formează ionul pozitiv de sodiu (Na^+), care are configurația de octet, pe ultimul strat ($2s^2 2p^6$).

În învelișul de electroni al ionului Na^+, se află un număr de electroni (10 electroni) mai mic decât numărul de protoni din nucleu (11 protoni). Ionul Na^+ are configurația electronică a neonului, gazul nobil cel mai apropiat de sodiu, în tabelul periodic.

Pe lângă configurațiile de gaz nobil, sunt stabile și configurațiile: d^5 (substrat semiocupat) și d^{10} (substrat d total ocupat). Atomii unor metale cedează electroni și formează ioni pozitivi care au pe ultimul strat aceste configurații stabile. De exemplu:

$_{26}Fe$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 \mathbf{4s^2} \rightarrow Fe^{3+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^5} + 3e^-$

$_{30}Zn$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \mathbf{4s^2} \rightarrow Zn^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^{10}} + 2e^-$

Se observă că atomul de fier (Fe) cedează 3 electroni, 2 electroni din substratul 4s și 1 electron din substratul 3d, și formează ionul Fe^{3+} care are substratul 3d semiocupat.

Știați că...

În antichitate, se cunoșteau 9 elemente chimice, dintre care 7 metale: aur, argint, cupru, cositor (staniu), plumb, mercur, fier. Toate aceste elemente au fost cunoscute în țările din jurul Mării Mediterane. Obiectele de podoabă descoperite pe malurile Nilului sau pe cele ale Eufratului fac dovada că aurul era cunoscut cu cel puțin 5.000 de ani î.H. Se pare că oamenii au cunoscut fierul cu peste 10.000 de ani în urmă

Monede din diferite metale

Rețineți **Ionii pozitivi se obțin din atomi prin cedare de electroni. Într-un ion pozitiv, numărul de electroni din învelișul de electroni este mai mic decât numărul de protoni din nucleu.**

Știați că...

Ionii pozitivi ai unor metale au un rol deosebit în organismul uman. O lipsă a ionilor Ca^{2+} produce hipocalcemia caracterizată prin încordarea mușchilor. Ionii Ca^{2+} și Mg^{2+} asigură buna funcționare a inimii. Ionii Na^+ și K^+ au rol important în schimbul de substanțe din celule.

Verificați și consolidați

1. Indicați procesele de ionizare pentru următoarele metale: $_3Li$, $_{12}Mg$, $_{21}Sc^*$, $_{31}Ga^*$.

2. Analizați schema 2.1.1. și alegeți variantele corecte:

a) simbolul ionului de aluminiu este:

A) Al^+; B) Al^{3+}; C) Al^{2+};

b) ionul K^+ are pe ultimul strat configurația:

A) $2s^2 2p^6$; B) $4s^2 4p^6$; C) $3s^2 3p^6$;

c) ionul Mg^{2+} este izoelectronic (are același număr de electroni) cu:

A) Ne; B) He; C) Ar;

d) ionul Sc^{3+} este izoelectronic cu:*

A) K; B) Mg^{2+}; C) Ca^{2+}.

Ușurința cu care un atom poate să cedeze un electron este măsurată prin **energia de ionizare**. La formarea unui ion pozitiv se absorbe energie.

Reţineţi **Energia de ionizare reprezintă cantitatea de energie absorbită în procesul de îndepărtare a unui electron dintr-un atom în fază gazoasă.**

Energia de ionizare primară, notată I_1, este energia necesară îndepărtării electronului cel mai slab legat din atomul neutru.

$$E(g) + I_1 \rightarrow E(g)^+ + e(g)^-$$

Energia de ionizare secundară, notată I_2, este energia necesară îndepărtării unui electron din cationul E^+ şi aşa mai departe.

$$E(g)^+ + I_2 \rightarrow E(g)^{2+} + e(g)^-$$

$$E(g)^{2+} + I_3 \rightarrow E(g)^{3+} + e(g)^-$$

Energiile de ionizare cresc în ordinea $I_1 < I_2 < I_3$ etc., pentru că al doilea electron şi următorii vor fi îndepărtaţi dintr-un ion pozitiv, în care atracţia electrostatică a nucleului asupra fiecărui electron este mai mare.

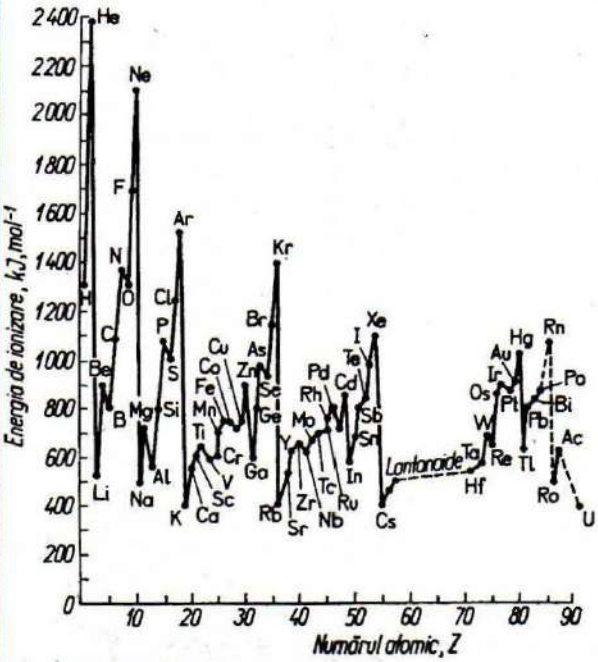


Diagrama 2.2.1. Variaţia energiei de ionizare primară cu numărul atomic

Energia de ionizare se măsoară în kj/mol, în kcal/mol sau în electronvolţi (1eV = 96,49 kj/mol). Energia de ionizare variază periodic (diagrama 2.2.1.).

Energia de ionizare primară creşte în perioadă de la grupa 1 la grupa 18, odată cu creşterea numărului de protoni din nucleu şi cu creşterea atracţiei nucleului.

Elementele care au în stratul exterior configuraţii electronice mai stabile au energii de ionizare primare mai mari, ca de exemplu: elementele din grupa 2 care cedează un electron dintr-un orbital s dielectronic (ns^2), elementele din grupa 15 care cedează un electron dintr-un substrat p semiocupat (ns^2np^3), elementele din grupa 12 care au o configuraţie exterioară completă ($(n-1)d^{10}ns^2$).

Cele mai mari energii de ionizare primară le au gazele nobile, care ar trebui să piardă un electron dintr-o configuraţie stabilă.

În grupă, energia de ionizare primară scade de sus în jos, odată cu creşterea numărului de straturi ocupate cu electroni şi cu micşorarea atracţiei electrostatice a nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat. Prin urmare, energia de ionizare creşte cu creşterea sarcinii nucleare efective.

Reţineţi **Caracterul electropozitiv reprezintă proprietatea atomilor de a ceda electroni şi de a se transforma în ioni pozitivi.**

Elementele cu caracter electropozitiv au un comportament chimic de metal.

Caracterul metalic al unui element este determinat de uşurinţa cu care atomii săi cedează electroni şi se transformă în ioni pozitivi.

Prin urmare, metalele sunt elemente cu caracter electropozitiv. Când se combină cu alţi atomi, atomii metalelor cedează electroni şi se transformă în ioni pozitivi.

Lămpile pentru iluminatul public conțin vapori de sodiu.

De exemplu, în reacțiile sodiului cu oxigenul, clorul și apa, atomii de sodiu cedează electroni și trec în ioni Na^+.

$$2Na + O_2 \xrightarrow{-2x1e^-} 2Na^+O_2^{2-} \qquad 2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$$ peroxid de sodiu

$$Na + \frac{1}{2}Cl_2 \xrightarrow{-1e^-} Na^+Cl^- \qquad 2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$ clorură de sodiu

$$Na + HOH \xrightarrow{-1e^-} Na^+HO^- + \frac{1}{2}H_2 \qquad 2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

hidroxid de sodiu

Verificați și consolidați

Pentru verificarea proprietăților sodiului, efectuați experimentele A, B, E indicate în fișa de laborator 2.2.4.

Caracterul metalic diferă de la un metal la altul, variază periodic și este influențat de mai mulți factori, printre care: distanța electronilor de pe ultimul strat față de nucleu și numărul de electroni cedați.

Schema 2.2.2.

- Scade sarcina nucleară
- Scade atracția nucleului asupra electronilor de pe ultimul strat.
- Scade numărul de electroni cedați.
- Scade energia de ionizare
- Crește caracterul metalic.

Grupa 1 2 13

Perioada

- Crește distanța electronilor de pe ultimul strat față de nucleu.
- Scade atracția exercitată de nucleu asupra electronilor de pe ultimul strat.
- Scade energia de ionizare.
- Crește caracterul metalic.

3

$_{11}Na$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ → Na^+: $1s^2 2s^2 2p^6 + 1e^-$

I_1 = 495,9 kj/mol

$_{12}Mg$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ → Mg^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6 + 2e^-$

I_1 = 737,1 kj/mol
I_2 = 1450,2 kj/mol

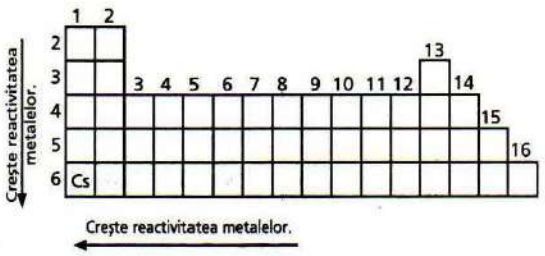
$_{13}Al$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ → Al^{3+}: $1s^2 2s^2 2p^6 + 3e^-$

I_1 = 577,01 kj/mol
I_2 = 1815,9 kj/mol
I_3 = 2744,1 kj/mol

4

$_{19}K$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ → K^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 + 1e^-$

I_1 = 418,7 kj/mol



5

$_{37}Rb$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ → Rb^+: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 + 1e^-$

I_1 = 403,3 kj/mol

Aluminiul este un metal important al tehnicii moderne. Se remarcă prin aliajele ușoare și rezistente pe care le poate forma, mai ales împreună cu magneziu, utilizate la construcția de motoare, mașini, avioane, vagoane, cisterne, în industria chimică, alimentară, electrică, electrotehnică etc.

Cel mai cunoscut aliaj al său este duraluminiu (Al, Cu, Mg, Mn).

Avion construit din aliaje ale aluminiului

Atracția exercitată de nucleu asupra electronilor scade pe măsură ce se mărește distanța acestora față de nucleu. Prin urmare, electronii de pe ultimul strat vor fi mai ușor cedați dacă sunt situați mai departe de nucleu.

Cu creșterea sarcinii nucleare, crește atracția exercitată de nucleu asupra electronilor aflați la o anumită distanță față de nucleu, iar electronii de pe ultimul strat vor fi cedați mai greu.

Atomii cedează mai ușor un electron și mai greu doi sau trei electroni.

Așadar, caracterul metalic este mai accentuat dacă electronii care vor fi cedați se află pe straturi mai depărtate de nucleu și dacă numărul de electroni cedați este mai mic.

Analizând schema 2.2.2. se observă că, pentru metalele din grupa 1: Na, K, Rb, caracterul metalic crește în ordinea Na < K < Rb, odată cu situarea electronului ce va fi cedat (electron de valență) pe un strat mai depărtat de nucleu.

Pentru metalele din perioada 3: Na, Mg, Al, caracterul metalic crește în ordinea Al < Mg < Na, odată cu micșorarea numărului de electroni cedați.

Verificați și consolidați

Pentru a verifica variația caracterului metalic la elementele din perioada 3: Na, Mg, Al efectuați experimentele B, C, D, E, F, G din fișa de laborator 2.2.4.

Rețineți **Într-o grupă principală, caracterul metalic crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.**

În perioadă, caracterul metalic crește de la dreapta la stânga odată cu scăderea numărului de electroni cedați.

Curriculum diferențiat

Ușurința cu care un atom cedează un electron și se transformă în ion pozitiv este măsurată prin energia de ionizare. Dacă energia absorbită de un atom la formarea unui ion pozitiv este mică, atomul cedează mai ușor electroni și are un caracter metalic mai accentuat.

Rețineți **Caracterul metalic crește odată cu scăderea energiei de ionizare.**

Verificați și consolidați

Analizați schema 2.2.2. și explicați de ce caracterul metalic al elementelor: sodiu, potasiu, magneziu crește în ordinea Mg < Na < K.

Metalele sunt ordonate în sensul descrescător al caracterului metalic în seria activității metalelor: **K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb, H, Cu, Bi, Sb, Hg, Ag, Pt, Au**.

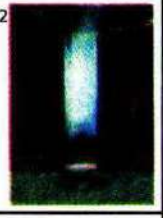
Verificați și consolidați

Analizați schema 2.1.1. și comparați caracterul electropozitiv al metalelor: K și Ca, Mg și Ca, Mg și Al. Verificați rezultatul în seria activității metalelor indicată mai sus.

Metalele sunt situate în partea stângă a tabelului periodic, sub linia îngroșată. Elementele cu caracter metalic accentuat sunt situate în colțul din stânga jos al tabelului periodic. Cesiul este elementul cu caracterul electropozitiv cel mai accentuat.

Caracterul metalic influențează reactivitatea elementelor, dar și proprietățile compușilor lor. De exemplu, tăria bazelor variază periodic

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate. Alegeți variantele corecte din rubrica 5.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Reacția dintre Na și Cl_2	• Na • $KClO_3$ • soluție concentrată de HCl • cilindru • sticlă de ceas • lingură de ars	Atenție! Clorul este un gaz toxic. Experimentul se efectuează sub nișă. Într-un cilindru înalt, introduceți $KClO_3$ și apoi o cantitate mică de soluție concentrată de HCl. Acoperiți cilindrul cu sticla de ceas. Puneți într-o lingură de ars o bucată mică de Na, curățată de oxid și ștearsă de petrol. Încălziți ușor și introduceți lingura de ars în cilindrul cu Cl_2.	$Na + Cl_2 \rightarrow$ ..... Cl_2 este un gaz ..... Na se ..... și ..... în clor. Rezultă un fum ..... de NaCl.	Na reacționează *energic/greu* cu clorul.
B. Reacția dintre Na și O_2	• Na • sticlă de ceas • hârtie de filtru • lingură de ars	Atenție! Priviți de la distanță! Particulele incandescente de Na produc arsuri. Tăiați o bucată mică de Na, o curățați de stratul de oxid, o ștergeți de petrol și o așezați pe o sticlă de ceas. O altă bucată mică de Na pregătită ca și prima, o puneți într-o lingură de ars și o încălziți ușor până se aprinde.	$2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$ peroxid de Na Luciul metalic dispare ..... . Aprins, Na arde cu flacără	Lăsat în aer, Na, *reacționează ușor/nu reacționează* cu O_2. Na se păstrează sub petrol pentru a nu veni în contact cu oxigenul.
C. Reacția dintre Mg și O_2 	• Mg • clește de fier	Prindeți o bucată de magneziu într-un clește de metal și încălziți-o în flacăra unui bec de gaz. După aprindere, o scoateți din flacără și urmăriți cum arde. Observați substanța rezultată.	$Mg + O_2 \rightarrow$ ..... Mg arde cu o flacără ..... Rezultă un praf ..... de MgO.	Mg reacționează cu O_2 *la încălzire/la rece.*
D. Reacția dintre Al și O_2	• pulbere de Al • spatulă	În flacăra albastră a unui bec de gaz, presărați cu ajutorul unei spatule pulbere de aluminiu. Observați fenomenul.	$Al + O_2 \rightarrow$ ..... Pulberea de Al se ..... și sar	Al reacționează cu O_2 numai *fin divizat/în bucată mare.*

1	2	3	4	5
E. Reacția dintre Na și apă	· Na · soluție alcoolică de fenolftaleină · cristalizor · pâlnie de sticlă	Atenție! Se privește de la distanță. Na se poate aprinde. Tăiați o bucată mică de Na, o curățați de stratul de oxid și o ștergeți de petrol pe o hârtie de filtru. Introduceți bucata de Na într-un cristalizor cu apă, în care ați pus câteva picături de soluție alcoolică de fenolftaleină. Acoperiți cristalizorul cu o pâlnie de sticlă.	$Na + H_2O \rightarrow$ ..... Na se topește, bobița de Na topită se .... pe suprafața apei. Se degajă un gaz ..... Soluția se colorează în ....., din cauza formării de NaOH.	Na reacționează *greu/ energic* cu apa. NaOH este o bază *slabă/ tare*.
F. Reacția dintre Mg și apă	· Mg · soluție alcoolică de fenolftaleină · pahar Berzelius de 50 mL.	Într-un pahar Berzelius mic, puneți puțină apă, câteva picături de soluție de fenolftaleină și șpan de Mg. Puneți paharul pe o sită de azbest și încălziți până la fierbere. Observați fenomenul.	$Mg + H_2O \rightarrow$ ..... La fierbere, de pe suprafața Mg, se degajă bule de ..... Soluția se colorează în ....., din cauza formării	Mg reacționează cu apa, *la rece/la încălzire*. $Mg(OH)_2$ este o bază *slabă/tare*.
G. Reacția dintre Al și apă	· Al · soluție alcoolică de fenolftaleină · pahar Berzelius de 50mL	Într-un pahar Berzelius mic, puneți bucăți mici de sârmă sau de folie de Al și câteva picături de soluție de fenolftaleină. Puneți paharul pe o sticlă de azbest și încălziți la fierbere.	Soluția rămâne.....	Al *nu reacționează/ reacționează* cu apa. Al este protejat de stratul compact de Al_2O_3, insolubil în apă. În vase de Al se poate fierbe apă.
H. Caracterul amfoter al $Al(OH)_3$	· soluție de $AlCl_3$ · soluție de NaOH · soluție de HCl · eprubete	Într-o eprubetă, puneți 2 mL soluție de $AlCl_3$ și apoi, în porții mici, soluție de NaOH, până la apariția unui precipitat alb. Turnați jumătate din conținutul eprubetei în altă eprubetă. Într-o eprubetă, adăugați soluție de HCl și agitați. În cealaltă eprubetă, adăugați soluție de NaOH și agitați.	$AlCl_3 + NaOH \rightarrow$ ..... + ... $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$ ..... + ... $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$ *tetrahidroxialuminat de sodiu* În ambele eprubete, precipitatul ..... de $Al(OH)_3$ ..... se mai observă.	$Al(OH)_3$ *reacționează/nu reacționează* și cu acizii și cu bazele și are caracter amfoter.
I. Caracterul amfoter al $Zn(OH)_2$	· soluție de $ZnCl_2$ · soluție de NaOH · soluție de HCl · eprubete	Într-o eprubetă, puneți 2 mL soluție de $ZnCl_2$ și apoi, în porții mici, soluție de NaOH, până la apariția unui precipitat alb. Turnați jumătate din conținutul eprubetei în altă eprubetă. Într-o eprubetă, adăugați soluție de HCl și agitați. În cealaltă eprubetă, adăugați soluție de NaOH și agitați.	$ZnCl_2 + NaOH \rightarrow$ ..... + ... $Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$ ..... + ... $Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$ *tetrahidroxizincat de sodiu* În ambele eprubete, precipitatul gelatinos de culoare ..... de $Zn(OH)_2$ ..... se mai	$Zn(OH)_2$ reacționează și cu acizii și cu bazele și *are/nu are* caracter amfoter.

odată cu caracterul metalic.

Concluziile desprinse din experimentele din fișa de laborator 2.2.4. sunt prezentate în schema 2.2.3.

Schema 2.2.3.

Grupa	1	2	13
Perioada 3	Na	Mg	Al

Crește caracterul metalic →

Crește reactivitatea elementelor față de oxigen și apă

NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$
• bază tare	• bază slabă	• bază insolubilă cu caracter amfoter

Crește tăria bazelor →

1. Efectuați experimentele H și I din fișa de laborator 2.2.4. și verificați caracterul amfoter al hidroxizilor de aluminiu și zinc.

2. Analizați schema 2.1.1. și identificați baza mai tare din fiecare cuplu:

a) KOH și $Mg(OH)_2$; b) $Ca(OH)_2$ și $Al(OH)_3$; c) KOH și $Ca(OH)_2$.

Aplicații

1. Completați spațiile libere.

a) Specia chimică în care numărul de electroni din învelișul de electroni este mai mic decât numărul de protoni din nucleu este un .....

b) Atomii metalelor ..... electroni și se transformă în ioni .....

c) Metalele sunt elemente cu caracter .....

d) Într-o grupă principală, caracterul metalic este mai ..... la metalele care au mai multe straturi ocupate cu electroni.

e) Pentru metalele aflate în aceeași perioadă, caracterul metalic este mai accentuat la metalul din grupa .....

f*) Caracterul metalic crește cu ..... energiei de ionizare.

g*) Energia de ionizare ....., dacă crește sarcina nucleară și dacă scade distanța electronilor de pe ultimul strat față de nucleu.

2. Consultați schema 2.1.1. și indicați simbolul ionilor pozitivi care au configurația electronică a neonului ($_{10}Ne$).

3*. Consultați schema 2.1.1. și indicați simbolul ionilor pozitivi care au configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

4. Se consideră elementele: $_{13}Al$, $_{3}Li$ și configurațiile electronice: $1s^2$ (A) și $1s^2 2s^2 2p^6$ (B).

a) Asociați fiecărei configurații simbolul ionului corespunzător.

b) Indicați care sunt configurațiile stabile ale celor doi ioni.

5. Consultați tabelul periodic și asociați fiecărei propoziții din coloana A continuarea corespunzătoare din coloana B.

A.	B.
a) În grupa 2, caracterul metalic scade de la	1) sodiu (Na) la cesiu (Cs)
b) În perioada 3, caracterul metalic scade de la	2) bariu (Ba) la magneziu (Mg)
c) În grupa 1, caracterul metalic crește de la	3) sodiu (Na) la aluminiu (Al)

6. Din fiecare cuplu, alegeți elementul cu caracterul metalic mai accentuat;

a) Sr (grupa 2, perioada 5) și Ca (grupa 2, perioada 4);

b) Na (grupa 1, perioada 3) și Al (grupa 13, perioada 3);

c) K (grupa 1, perioada 4) și Mg (grupa 2, perioada 3).

7*. Fierul ($_{26}Fe$) formează doi ioni: Fe^{2+} și Fe^{3+}. Indicați configurațiile electronice ale celor doi ioni și explicați de ce sulfatul de fier (II) ($FeSO_4$) se oxidează ușor la suflat de fier (III) ($Fe_2(SO_4)_3$).

8*. Se consideră elementele: $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{21}Sc$.

a) Indicați configurațiile electronice ale

atomilor și ale ionilor acestor elemente.

b) Ce observații puteți face referitor la configurațiile electronice ale acestor ioni?

c) Așezați aceste elemente în ordinea crescătoare a caracterului metalic.

9*. Consultați tabelul periodic și alegeți varianta în care metalele sunt așezate în ordinea crescătoare a caracterului metalic:

a) Ca, K, Rb, Sc; b) Sc, Ca, K, Rb;
c) Rb, K, Sc, Ca.

10*. Calculați:

a) numărul de moli de ioni Ca^{2+} din 117g fluorură de calciu (CaF_2);

b) masa a 12 moli de ioni Fe^{3+};

c) numărul de ioni din 11,25 g ioni Sc^{3+};

d) masa de oxid de potasiu (K_2O) care conține 0,3 moli de ioni K^+.

11. Existența ionilor Cl^- din apa potabilă poate fi pusă în evidență cu azotatul de argint ($AgNO_3$), când precipită clorura de argint (AgCl), conform ecuației:

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl\ (s)$$

Calculați numărul de ioni Ag^+ care conduce la obținerea a 28,7 g precipitat alb.

12. Consultați tabelul periodic și indicați elementul cu caracterul metalic cel mai accentuat din fiecare serie:

a) K, Rb, Cs; b) Mg, Ca, Ba;
c) K, Mg, Al; d) Ca, Cu, Al.

13. Pentru fiecare cuplu, indicați metalul care se combină cel mai ușor cu oxigenul:

a) Na și Cs; b) Mg și Al; c) K și Ca.

14. Consultați tabelul periodic și alegeți variantele în care bazele sunt aranjate în ordinea creșterii tăriei lor:

a) $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$;
b) KOH, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$;
c) KOH, RbOH, CsOH;
d) $Ba(OH)_2$, $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$;
e) $Ca(OH)_2$, KOH, $Mg(OH)_2$.

15. Experimental s-a constatat că:

- magneziul reacționează cu apa la temperatura de fierbere a apei;
- calciul reacționează încet cu apa la temperatura obișnuită;
- stronțiul reacționează cu apa repede la temperatura obișnuită;
- bariul reacționează energic cu apa.

a) Aranjați aceste metale în ordinea crescătoare a caracterului metalic.

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre magneziu și apă și calciu și apă.

16. Calciul și bariul se păstrează sub petrol. În prezența aerului și a vaporilor de apă, calciul se acoperă cu un strat de oxid de calciu și hidroxid de calciu. Bariul se aprinde în aer prin simpla presare și formează, alături de oxid de bariu, și azotură de bariu.

a) Ce concluzie se desprinde din aceste observații?

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre calciu și oxigen și dintre bariu și oxigen.

17. Diferența de caracter metalic face posibilă reacția:

$$Mg + 2AgNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2 + 2Ag$$

Calculați masa de magneziu necesară pentru a scoate din soluție 5,4 g argint.

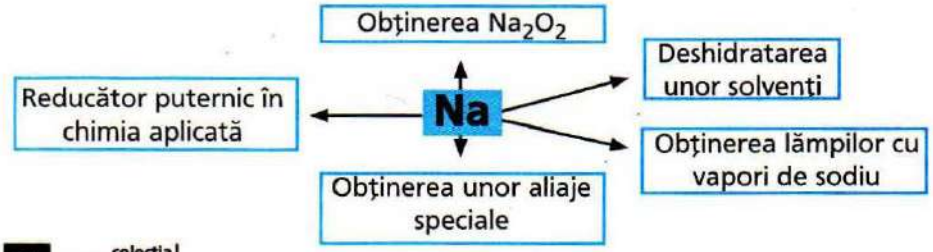
18. În 5,4 g de element X cu A=27 se află $15{,}6572 \cdot 10^{23}$ electroni, iar într-o masă de 5,4g care conține ionii elementului A se află $12{,}044 \cdot 10^{23}$ electroni. Determinați sarcina electrică relativă a ionului elementului A.

CHIMIA... altfel

Portofoliu

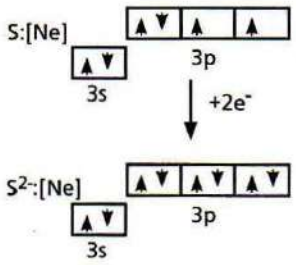
• Metalele și ionii lor au rol important în lumea vie. Documentați-vă și alcătuiți un scurt eseu despre importanța în lumea vie a trei elemente cu caracter metalic.

• Cele mai importante utilizări ale sodiului sunt indicate în schema următoare:



Documentați-vă și alcătuiți un referat în care să prezentați mai multe informații despre utilizările sodiului.

2.3. Caracterul nemetalic



Schema 2.3.1. Formarea ionului S^{2-}

Atomii nemetalelor dobândesc configurațiile stabile de gaz nobil prin acceptare de electroni, formând ioni negativi. De exemplu:

$$_1H: \mathbf{1s^1} + 1e^- \rightarrow H^-: \mathbf{1s^2}$$

$$_{16}S: 1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^4} + 2e^- \rightarrow S^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^2 3p^6}$$

Atomul de sulf acceptă 2 electroni în orbitalii monoelectronici din substratul 3p și dobândește pe stratul 3 configurația stabilă de octet ($3s^2 3p^6$) a argonului, gazul nobil aflat după sulf în tabelul periodic. În ionul de sulf (S^{2-}), numărul de electroni din învelișul de electroni (18 electroni) este mai mare decât numărul de protoni din nucleu (16 protoni). Numărul de electroni acceptați de atomul de sulf este egal cu diferența 18-16, 16 fiind numărul grupei în care se află suflul.

INFO plus

Ionii negativi se numesc anioni, pentru că, la electroliză, migrează la anod, electrodul pozitiv.

Reținеți **Ionii negativi se obțin din atomi prin acceptare de electroni.**
Într-un ion negativ, numărul de electroni din învelișul de electroni este mai mare decât numărul de protoni din nucleu.
Numărul de electroni acceptați de un atom este egal cu diferența dintre 18 și numărul grupei în care se află nemetalul.

Verificați și consolidați

1. Modelați procesul de ionizare a atomului de fluor ($_9F$).

2. Analizați schema 2.1.1. și alegeți variantele corecte în fiecare caz:

a) sarcina electrică relativă a ionului de oxigen este:
A) +2; B) -2; C) -1; D) +16;

b) configurația stabilă de octet a ionului Br^- este:
A) $2s^2 2p^6$; B) $3s^2 3p^6$; C) $4s^2 4p^6$; D) $3d^6 4s^2$;

c) ionii N^{3-}, O^{2-}, F^-:
A) sunt identici; B) au același număr de protoni;
C) au același număr de electroni;
D) sunt izoelectronici cu neonul ($_{10}Ne$);

d) numărul de electroni acceptați de atomul de fosfor ($_{15}P$) este egal cu: A) numărul grupei; B) 18 - numărul grupei; C) cifra unităților din numărul grupei; D) numărul perioadei.

Ionii negativi ai unor nemetale: F^-, Cl^-, Br^- și I^- se găsesc în apele de suprafață și apele subterane și provin din dizolvarea sărurilor lor în aceste ape. Lipsa ionului I^- din apa potabilă poate provoca o boală a glandei tiroide, numită gușă.

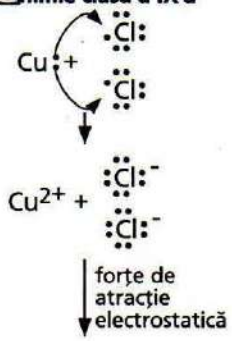
Curriculum diferențiat

Reținеți **Caracterul electronegativ reprezintă proprietatea atomilor de a accepta electroni și de a se transforma în ioni negativi.**
Elementele cu caracter electronegativ au un comportament chimic de nemetal.

Caracterul nemetalic al unui element este determinat de ușurința cu care atomii săi acceptă electroni și se transformă în ioni negativi.

Au caracter nemetalic elementele caracterizate prin energie de ionizare mare, care nu pot realiza configurațiile stabile prin cedare de electroni.

Prin urmare, nemetalele sunt elemente cu caracter electronegativ. În multe reacții, atomii nemetalelor acceptă electroni și formează ioni negativi. De exemplu, în reacțiile clorului cu fierul, cuprul, iodura de sodiu (NaI) sau bromura de potasiu (KBr), atomii de clor acceptă electroni și trec în ionii Cl^-.



Schema 2.3.2. Modelarea transferului de electroni de la Cu la Cl

$$Fe + \frac{3}{2}Cl_2 \xrightarrow{-3e^-} Fe^{3+}3Cl^- \qquad 2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$$

clorură de fier (III)

$$Cu + Cl_2 \xrightarrow{-2e^-} Cu^{2+}2Cl^- \qquad Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$$

clorură de cupru (II)

$$Na^+I^- + \frac{1}{2}Cl_2 \xrightarrow{-1e^-} Na^+Cl^- + \frac{1}{2}I_2 \qquad 2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$$

iodură de sodiu — clorură de sodiu

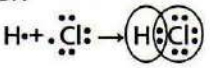
$$K^+Br^- + \frac{1}{2}Cl_2 \xrightarrow{-1e^-} K^+Cl^- + \frac{1}{2}Br_2 \qquad 2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$$

bromură de potasiu — clorură de potasiu

Verificați și consolidați

Pentru a verifica proprietățile chimice ale clorului, efectuați experimentele din fișa de laborator 2.3.5.

O altă caracteristică a nemetalelor este că, atunci când se combină între ele, atomii lor pot ajunge la configurațiile stabile de gaz nobil pe ultimul strat prin punere în comun de electroni. De exemplu, în acidul clorhidric (HCl), compus rezultat din reacția clorului cu hidrogenul, atomul de hidrogen și atomul de clor pun în comun câte un electron, ajungând la configurațiile stabile pe ultimul strat: dublet la atomul de hidrogen și octet la atomul de clor.



$$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$$

acid clorhidric

Cele mai importante proprietăți chimice ale clorului, element cu caracter nemetalic accentuat, sunt prezentate în schema 2.3.3.

Schema 2.3.3.

1. Reacția cu metalele: $2Me + xCl_2 \rightarrow 2MeCl_x$	$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$ (clorură de fier (III)); $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$ (clorură de cupru (II))
2. Reacția cu hidrogenul:	$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ (acid clorhidric)
3. Reacția cu apa:	$H_2O + Cl_2 \rightleftarrows HClO + HCl$ (acid hipocloros; acid clorhidric)
4. Reacția cu bazele tari:	$2NaOH + Cl_2 \rightleftarrows NaClO + NaCl + H_2O$ (hidroxid de sodiu; hipoclorit de sodiu; clorură de sodiu)
5. Reacția cu sărurile halogenilor cu caracter electronegativ mai slab decât clorul ($MeBr_x$, MeI_x);	$2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$ (bromură de potasiu; clorură de potasiu); $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$ (iodură de sodiu; clorură de sodiu)

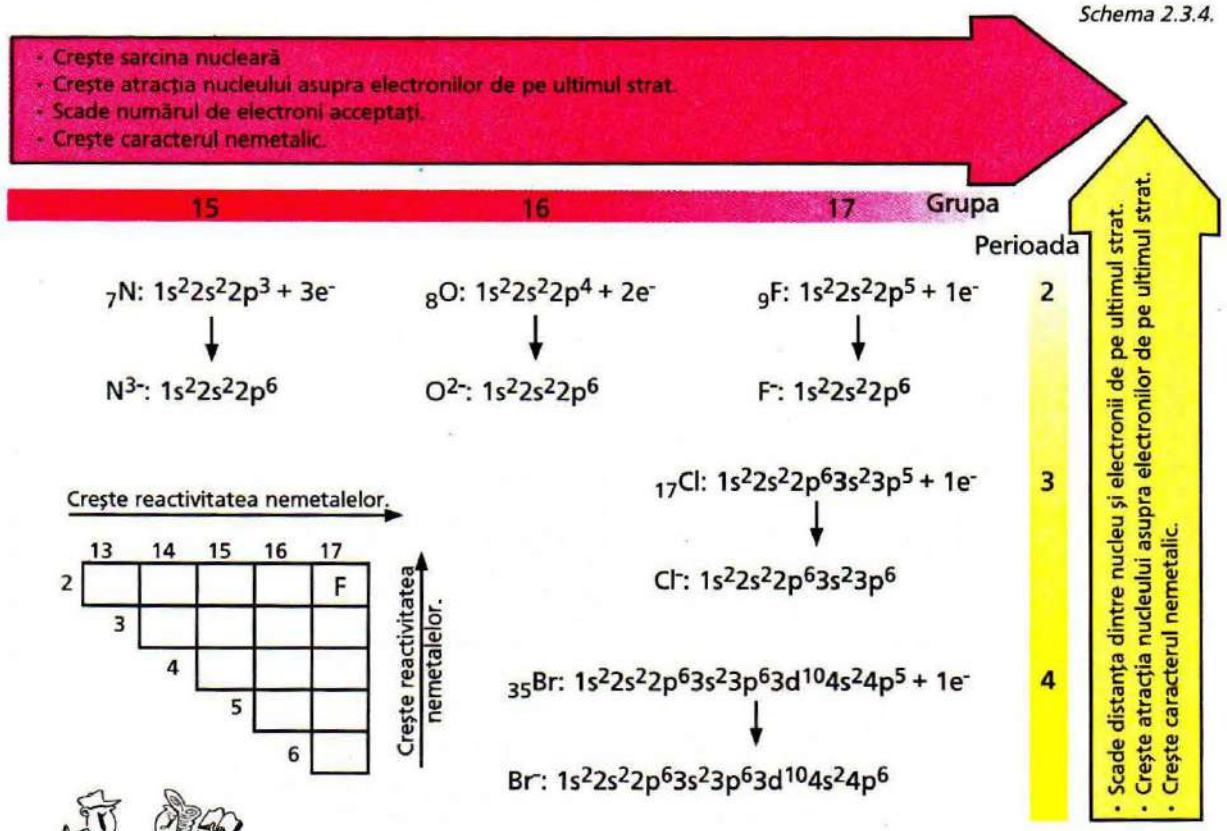
Caracterul nemetalic variază periodic și este influențat de mai mulți factori, printre care: distanța față de nucleu a substratului p în care sunt acceptați electronii și numărul de electroni acceptați.

Ana Maria Matei

Știați că...

Produsele folosite în gospodărie ca dezinfectanți și ca produși de albire a rufelor conțin hipoclorit de sodiu. Ca și acidul hipocloros din apa de clor, hipocloritul de sodiu are caracter oxidant.

Schema 2.3.4.



În antichitate, se cunoșteau două nemetale: sulful și carbonul. În vechiul Egipt se cunoștea că sulful arde cu ușurință dând un gaz sufocant folosit la dezinfecții. Indienii cunoșteau sulful cu 2-3000 ani Î.H. Denumirea latină a sulfului "sulphurium" provine de la cuvântul sanscrit "sul-vari" care înseamnă "inamicul cuprului" pentru că, prin încălzire cu sulf, cuprul își pierde culoarea roșiatică și trece într-o substanță neagră, sulfura de cupru.

Diamantul era cunoscut în vechea Indie cu două milenii Î.H, iar cărbunele de lemn era folosit la prelucrarea metalelor de caldeeni și de egipteni.

Atomii nemetalelor acceptă mai ușor electroni, dacă atracția nucleului este mai mare și dacă numărul de electroni acceptați este mai mic. Atracția nucleului asupra electronilor acceptați este mai mare, dacă sarcina nucleară este mai mare și dacă substratul p pe care se plasează electronii acceptați este mai apropiat de nucleu.

Analizând schema 2.3.4., se observă că fluorul formează ioni negativi mai ușor decât oxigenul. Atomul de fluor are sarcina nucleară mai mare (+9) și acceptă 1 electron, în timp ce atomul de oxigen are sarcina nucleară mai mică (+8) și acceptă 2 electroni.

De asemenea, atomul de fluor acceptă mai ușor 1 electron în substratul 2p decât atomul de clor, care acceptă 1 electron în substratul 3p.

Reținеți **În grupă, caracterul nemetalic crește de jos în sus, odată cu micșorarea numărului de straturi ocupate cu electroni.**

În perioadă, caracterul nemetalic crește de la stânga la dreapta, odată cu micșorarea numărului de electroni acceptați și cu creșterea sarcinii nucleare.

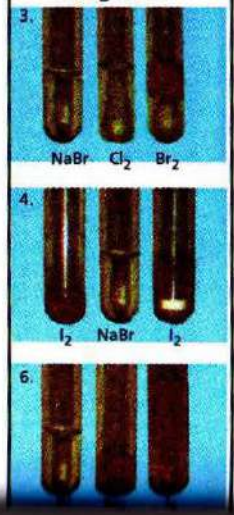
Analizați și descoperiți

Analizați experimentul B din fișa de laborator 2.3.5., alegeți varianta corectă din enunțul de mai jos și comparați concluzia dedusă din demersul teoretic cu concluzia rezultată din experiment.

Tendința nemetalelor: clor (Cl_2), brom (Br_2), iod (I_2) de a accepta electroni și de a se transforma în ioni negativi scade în ordinea: $Cl_2 > Br_2 > I_2$ / $I_2 > Br_2 > Cl_2$.

Fișa de laborator 2.3.5.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate. Alegeți varianta corectă din rubrica 5.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Reacția clorului cu metalele $Cu + Cl_2$	• $KClO_3$ • soluție concentrată de HCl • Na • pilitură de fier • sârmă de cupru • 3 cilindri • 3 sticle de ceas • 2 linguri de ars	Atenție! Clorul este un gaz toxic. Experimentul se efectuează sub nișă. • În fiecare cilindru, preparați Cl_2 din $KClO_3$ și soluție concentrată de HCl. Acoperiți fiecare cilindru cu o sticlă de ceas. • Într-o lingură de ars puneți o bucată mică de Na pe care o încălziți până la topire și introduceți lingura de ars în primul cilindru cu Cl_2. • În altă lingură de ars, încălziți bine pilitura de fier și apoi introduceți lingura de ars în al doilea cilindru cu Cl_2. • Încălziți până la roșu o sârmă de Cu și apoi o introduceți în al treilea cilindru cu Cl_2. După reacție, introduceți sârma de Cu în flacăra unui bec de gaz.	$KClO_3 + 6HCl \rightarrow 3Cl_2 + KCl + 3H_2O$ $Na + Cl_2 \rightarrow$ ..... Na se aprinde în Cl_2. Rezultă un praf ..... de ..... Fe + ... → $FeCl_3$ Cilindru se umple cu un fum ..... de $FeCl_3$ $Cu + Cl_2 \rightarrow$ ..... Sârma de Cu se acoperă cu un strat ..... de $CuCl_2$. Flacăra se colorează în	Cl_2 reacționează *energic/greu* cu metalele.
B. Reactivitatea halogenilor 	• soluție de Cl_2 în toluen • soluție de Br_2 în toluen • soluție de I_2 în toluen • KI • NaBr • NaCl • eprubete	Pregătiți 6 eprubete și numerotați-le de la 1 la 6. Introduceți în fiecare eprubetă substanțele indicate și agitați. 1: câteva cristale de NaCl, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de Br_2; 2: câteva cristale de NaCl, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de I_2; 3: câteva cristale de NaBr, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de Cl_2; 4: câteva cristale de NaBr, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de I_2; 5: câteva cristale de KI, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de Cl_2; 6: câteva cristale de KI, 2 mL de apă pentru dizolvare, 2 mL soluție de Br_2.	$NaCl + Br_2 \rightarrow$ ..... reacționează $NaCl + I_2 \rightarrow$ ..... reacționează $NaBr + Cl_2 \rightarrow$ ..... + ... Stratul de toluen se colorează în ....., datorită ..... $NaBr + I_2 \rightarrow$ ..... reacționează $KI + Cl_2 \rightarrow$ ..... + ... $KI + Br_2 \rightarrow$ ..... + ... Stratul de toluen se colorează în ....., datorită	Cl_2 *scoate/nu scoate* Br_2 din bromuri. I_2 *nu scoate/scoate* Br_2 din bromuri. Cl_2 și Br_2 *nu scot/scot* I_2 din ioduri.

Analizați și descoperiți

Analizați datele din schema 2.3.6. și alegeți variantele corecte. Indicați care este unul dintre factorii care influențează reactivitatea nemetalelor din perioada 3.

Scrieți ecuațiile reacțiilor dintre: magneziu și fosfor alb (P_4), sulf și clor.

Schema 2.3.6.

crește/scade caracterul nemetalic →

Siliciul se combină cu magneziu la temperaturi înalte.	Fosforul alb reacționează cu pulberea de magneziu prin încălzire, în absența aerului.	Dacă amestecul de sulf și pulbere de magneziu este încălzit într-un punct pentru amorsarea reacției, reacția decurge energic și seamănă cu explozia unui vulcan.	O panglică de magneziu ușor încălzită arde în clor gazos cu o flacără orbitoare.

crește/scade reactivitatea nemetalelor →

Reactivitatea fiecărui nemetal este influențată, alături de alți factori, și de tăria caracterului nemetalic.

Nemetalele sunt situate în partea dreaptă a tabelului periodic, deasupra liniei îngroșate. Elementele care au caracterul nemetalic accentuat se află în colțul din dreapta sus al tabelului periodic. Fluorul este nemetalul cu caracterul electronegativ cel mai accentuat.

Verificați și consolidați

Analizați schema 2.1.1., alegeți elementul cu caracterul nemetalic mai accentuat din fiecare cuplu și argumentați răspunsul:

a) O și S; *b) S și Cl;* *c) S și F.*

Aplicații

1. Alegeți varianta corectă.

a) Ionii negativi se obțin din atomi prin *cedare/acceptare* de electroni.

b) Într-un ion negativ, numărul de electroni este mai *mic/mare* decât numărul de protoni.

c) Caracterul electronegativ reprezintă proprietatea atomilor de a *accepta/ceda* electroni și de a forma ioni *pozitivi/negativi.*

d) În grupă, caracterul nemetalic *crește/scade* de sus în jos, odată cu *scăderea/creșterea* forței de atracție a nucleului.

e) În perioadă, caracterul nemetalic *crește/scade* de la stânga la dreapta, odată cu *scăderea/creșterea* numărului de electroni captați.

2. Se consideră elementele: $_9F$, $_7N$, $_{16}S$, $_1H$.

a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor și ale ionilor acestor elemente.

b) Indicați care ioni sunt izoelectronici.

c) Indicați care element are caracterul nemetalic cel mai accentuat.

3. Referitor la ionul de fosfor (fosforul are Z=15), sunt corecte afirmațiile:

a) are pe ultimul strat configurația de octet $4s^24p^6$;

b) este izoelectronic cu gazul nobil din perioada 3;

c) pentru a forma acest ion, atomul de fosfor a acceptat 3 electroni;

d) numărul de protoni este mai mare cu trei unități decât numărul de electroni.

4. Aranjați elementele: $_8O$, $_{16}S$, $_{15}P$ în ordinea crescătoare a caracterului nemetalic.

5. Se consideră elementele: N (grupa 15, perioada 2), O (formează ionul O^{2-} izoelectronic cu $_{10}Ne$), S (are Z=16), P (atomul are 3 electroni în substratul 3p). Din fiecare cuplu de mai jos, alegeți elementul cu caracterul nemetalic cel mai pronunțat:

a) P și S; b) N și P; c) P și O.

6. Bromul (Br) se află în grupa 17 și perioada 4. Indicați:

- configurația electronică a atomului și a

ionului de brom;

- numărul de electroni acceptaţi de un atom de brom;

- numărul atomic al gazului nobil cu care este izoelectronic ionul de brom.

7. Magneziul reacţionează cu halogenii, elemente din grupa 17, în mod diferit. Încălzit în atmosferă de fluor sau clor, arde cu flacără orbitoare. Reacţia cu bromul sau cu vaporii de iod are loc la temperatură mai ridicată şi decurge mai puţin energic.

a) Explicaţi diferenţa de reactivitate a halogenilor faţă de magneziu.

b) Ce concluzie se desprinde privind variaţia caracterului nemetalic în grupă?

c) Scrieţi ecuaţiile reacţiilor chimice indicate.

8. Alegeţi afirmaţiile corecte.

a) Într-un ion negativ, sunt mai mulţi protoni decât electroni.

b) Cu excepţia ionului H^-, toţi ionii negativi ai nemetalelor au pe ultimul strat configuraţia stabilă de tip ns^2np^6.

c) Atomii nemetalelor acceptă electroni în stratul de valenţă şi trec în ioni negativi.

d) Caracterul electronegativ este mai accentuat la elementele din grupa 15 decât la elementele din grupa 17.

e) Caracterul electronegativ este mai accentuat la elementele din perioada 2 decât la elementele din perioada 4.

9*. Indicaţi simbolurile ionilor negativi care au configuraţia kriptonului (Kr), gazul nobil din perioada 4. Indicaţi configuraţia electronică a acestor ioni.

10*. Alegeţi seriile în care elementele sunt aşezate în ordinea creşterii caracterului nemetalic. Consultaţi tabelul periodic.

a) As, Se, F, Br; b) As, Se, Br, F;
c) P, F, O, S; d) P, S, O, F.

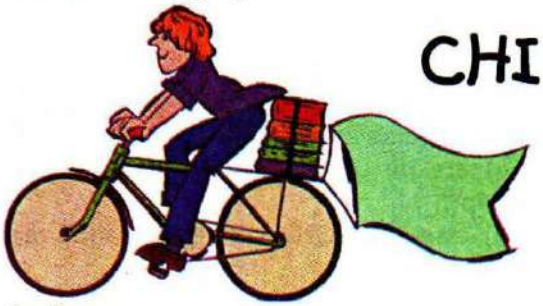
11*. Din fiecare serie alegeţi elementul cu cel mai slab caracter nemetalic. Consultaţi tabelul periodic.

a) P, O, Cl; b) O, Se, Cl;
c) As, Se, Br; d) F, Cl, S.

12. Determinaţi numărul de electroni ce pot fi acceptaţi de 6,4 g sulf ($_{16}S$).

13*. Determinaţi sarcina electrică relativă a ionului unui element X, ştiind că 12,8 g din elementul X acceptă $4,8176 \cdot 10^{23}$ electroni şi că masa unui atom al elementului X este de $53,12 \cdot 10^{-24}$ g.

14*. Determinaţi masa de clor ($Z_{Cl}=17$, $A_{Cl}=35,5$) care se combină cu masa de magneziu care cedează $24,088 \cdot 10^{23}$ electroni.



CHIMIA... altfel

Rebus

• Completaţi careul de mai jos cu simbolurile următoarelor elemente şi obţineţi numele unei specii chimice.

1	2	3

1. Elementul cu cel mai slab caracter electronegativ din grupa halogenilor (F, Cl, Br, I).

2. Al doilea element în ordinea descreşterii electronegativităţii.

3. Element care formează ioni negativi, captând trei electroni în substratul 2p.

PC - ingenios

• Realizaţi programe pe calculator prin care să modelaţi configuraţia electronică a unor ioni pozitivi şi negativi. Folosiţi animaţia pentru a indica procesul de cedare sau de acceptare de electroni.

Portofoliu

• Este cunoscut faptul că atmosfera din saline sau aerul de mare este benefic pentru organism. Această atmosferă poate fi reprodusă parţial şi în locuinţe cu aparate speciale care folosesc sarea de bucătărie. Consultaţi diferite surse de informaţii şi aflaţi care este factorul benefic.

Întocmiţi un referat scurt despre acest subiect.

2.4. Electronegativitatea

Atomii metalelor se caracterizează prin tendința de a ceda electroni și de a se transforma în ioni pozitivi, iar atomii nemetalelor se caracterizează prin tendința de a accepta electroni și de a se transforma în ioni negativi.

Metalele sunt elemente cu caracter electropozitiv, iar nemetalele sunt elemente cu caracter electronegativ.

Caracterul electrochimic al unui element poate fi apreciat prin valoarea electronegativității lui.

Carl Linus Pauling (1901 - 1994), chimist american a fost profesor la Universitatea California. Are contribuții importante la explicarea naturii legăturilor chimice, a electronegativității elementelor.

A descoperit structura unor proteine, inclusiv a hemoglobinei, și a formulat ipoteza formării și acțiunii anticorpilor în organism. I s-a conferit Premiul Nobel pentru chimie în 1954 și Premiul Nobel pentru pace în 1962.

Reținеți **Electronegativitatea unui element reprezintă capacitatea unui atom al elementului, făcând parte dintr-un compus, de a atrage electroni înspre el.**

Dacă un atom al unui element are o tendință puternică de a atrage electroni, elementul este puternic electronegativ și are electronegativitate mare.

Dacă un atom al unui element are o tendință accentuată de a pierde electroni, elementul este puternic electropozitiv și are electronegativitate mică.

Elementele chimice au valori ale electronegativității cuprinse între 0,7 și 4. În schema 2.4.1. sunt prezentate electronegativitățile elementelor din perioadele 2, 3, 4 și grupele principale.

Schema 2.4.1.

Crește electronegativitatea →

Scade caracterul metalic → Crește caracterul nemetalic →

Grupa / Perioada	1	2	13	14	15	16	17	18
2	$_{3}Li$ 1,0	$_{4}Be$ 1,5	$_{5}B$ 2,0	$_{6}C$ 2,5	$_{7}N$ 3,0	$_{8}O$ 3,5	$_{9}F$ 4,0	$_{10}Ne$ —
3	$_{11}Na$ 0,9	$_{12}Mg$ 1,2	$_{13}Al$ 1,5	$_{14}Si$ 1,8	$_{15}P$ 2,1	$_{16}S$ 2,5	$_{17}Cl$ 3,0	$_{18}Ar$ —
4	$_{19}K$ 0,8	$_{20}Ca$ 1,0	$_{31}Ga$ 1,6	$_{32}Ge$ 1,8	$_{33}As$ 2,0	$_{34}Se$ 2,4	$_{35}Br$ 2,8	$_{36}Kr$ —

Crește electronegativitatea ↑ Scade caracterul metalic

Crește electronegativitatea ↑ Crește caracterul nemetalic

Analizând datele din schema 2.4.1., se observă că electronegativitatea elementelor variază periodic.

Într-o perioadă, elementul din grupa 1 are electronegativitatea cea mai mică și caracterul metalic cel mai accentuat, iar elementul din grupa 17 are electronegativitatea cea mai mare și caracterul nemetalic cel mai accentuat.

Reținеți **În perioadă, electronegativitatea crește de la grupa 1 la grupa 17.**

O dată cu creșterea electronegativității, scade caracterul metalic și crește caracterul nemetalic.

La elementele din grupa 1, electronegativitatea crește de jos în sus, de la perioada 7 la perioada 2. În același sens, scade caracterul metalic al acestor elemente. De la perioada 6 la perioada 2, crește

• De la descoperirea clorului la cea a iodului, au trecut 38 de ani, de la a iodului la cea a bromului 14 ani, iar de la descoperirea bromului la cea a fluorului 67 de ani. Așadar, fluorul a fost descoperit la 119 ani după clor. Acest mare interval de timp se poate explica prin faptul că fluorul este cel mai reactiv element chimic, fiind un oxidant puternic. Din acest motiv, separarea lui din combinații a creat dificultăți cu totul deosebite. În "lupta" cu fluorul care nu se lasă descoperit, doi chimiști și-au pierdut viața, iar alții și-au șubrezit sănătatea.

• Cesiu este descoperit, pe cale spectrală, în 1860, de R.W. Bunsen (1811 - 1899) și G.R. Kirchhoff (1824 - 1887), profesori la Universitatea din Heidelberg. Este identificat prin prelucrarea apelor minerale din Dürklein și este denumit "cesium" de la latinescul "caesius", care înseamnă bolta albastră a cerului, pentru că, în spectrul său, apăreau 2 linii albastre.

Curriculum diferențiat

electronegativitatea și la elementele din grupa 17, iar odată cu aceasta crește caracterul nemetalic al acestor elemente.

Reținеți **În grupă, electronegativitatea crește de jos în sus. Odată cu creșterea electronegativității, scade caracterul metalic și crește caracterul nemetalic.**

Elementele cu cele mai mici electronegativități au caracterul metalic accentuat. Ele se află în partea stângă jos a tabelului periodic (vezi tabelul periodic).

Metalele au electronegativități mai mici de 1,7.

Elementele cu cele mai mari electronegativități au caracterul nemetalic accentuat. Ele se află în partea dreaptă sus a tabelului periodic.

Nemetalele au electronegativități mai mari de 1,7.

Nu se poate trasa o graniță netă între metale și nemetale. Trecerea de la un caracter chimic la altul se face gradat, existând elemente de graniță, numite semimetale, la care apar, sub anumite forme, atât proprietăți de metal cât și proprietăți de nemetal.

De exemplu: siliciul (Si), germaniul (Ge), arsenul (As) sunt semimetale.

Verific, aflu și consolidez

Se consideră elementele: $_3Li$, $_{11}Na$, $_{15}P$, $_{17}Cl$ și electronegativitățile: 3, 2,1, 1,0, 0,9. Asociați fiecărui element electronegativitatea corespunzătoare și indicați care elemente sunt metale și care sunt nemetale.

S-a constatat experimental că elementele reacționează unele cu altele cu atât mai ușor cu cât diferența de electronegativitate dintre ele este mai mare.

Caracterul chimic (metalic sau nemetalic) al unui element influențează reactivitatea elementului, dar și proprietățile compușilor săi.

Variația periodică a electronegativității este însoțită nu numai de variația caracterului metalic și nemetalic, ci și de variația altor proprietăți, cum ar fi: caracterul acido - bazic al oxizilor.

Un oxid bazic este un oxid care reacționează cu apa și formează o bază sau care reacționează cu un acid și formează o sare și apă.

De exemplu, Na_2O, CaO, CuO sunt oxizi bazici.

$$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH \qquad CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
$$Na_2O + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O \qquad CaO + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O$$
$$CuO + 2HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$$

Un oxid acid este un oxid care reacționează cu apa și formează un acid sau care reacționează cu o bază, în soluție apoasă sau în topitură, și formează sare și apă.

De exemplu, CO_2, SO_3, SiO_2 sunt oxizi acizi.

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3 \qquad SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$$
$$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O \qquad SO_3 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$
$$SiO_2 + 4NaOH \xrightarrow{700^\circ} Na_4SiO_4 + 2H_2O$$

Un oxid amfoter este un oxid care reacționează atât cu acizii cât și cu bazele.

De exemplu, Al_2O_3 este un oxid amfoter.

Schima 2.4.2.

Grupa	1	2	13	14	15	16	17	18
Perioada 3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$	$_{18}Ar$
I_1:	5,14	7,64	5,98	8,15	10,48	10,36	13,01	15,76
X:	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,00	-
Perioada 4	$_{19}K$	$_{20}Ca$	$_{31}Ga$	$_{32}Ge$	$_{33}As$	$_{34}Se$	$_{35}Br$	$_{36}Kr$
I_1:	4,34	6,11	6,00	8,13	9,81	9,75	11,84	14,00
X:	0,8	1,0	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	-

Crește energia de ionizare →

Crește electronegativitatea →

Scade caracterul metalic →

Crește caracterul nemetalic →

Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
oxid bazic	oxid bazic	oxid amfoter	oxid acid	oxid acid	oxid acid	oxid acid

$Na_2O + H_2O \rightarrow 2NaOH$
hidroxid de sodiu

$MgO + H_2O \rightarrow Mg(OH)_2$
hidroxid de magneziu

$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$
tetrahidroxi - aluminat de sodiu

$SiO_2 + 4NaOH \xrightarrow{700°C} Na_4SiO_4 + 2H_2O$
silicat de sodiu

$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$
acid fosforic

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
acid sulfuric

$Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow 2HClO_4$
acid percloric

I_1: energia de ionizare primară (eV)
X: electronegativitatea

$Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$

Analizând datele din schema 2.4.2. se observă că, odată cu creşterea electronegativităţii elementelor din perioada 3, caracterul acido-bazic al oxizilor variază de la oxizi bazici, trecând prin oxid amfoter, la oxizi acizi.

Concluziile generale, formulate anterior, sunt valabile şi pentru elementele din perioada 4, din grupele principale.

Verificaţi şi consolidaţi

1. Analizaţi datele din schema 2.4.2. şi stabiliţi caracterul chimic al elementelor: K, Ca, As, Br.

2. Completaţi ecuaţiile incomplete de mai jos, analizaţi celelalte ecuaţii şi stabiliţi caracterul oxizilor: K_2O, CaO, GeO_2, As_4O_{10}.

$K_2O + H_2O \rightarrow$

$CaO + H_2SO_4 \rightarrow$

$CaO + H_2O \rightarrow$

$GeO_2 + 4HCl \rightarrow GeCl_4 + 2H_2O$

$GeO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2GeO_3 + H_2O$

$As_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3AsO_4$

La elementele din perioada 4, din grupele secundare, electronegativitatea şi caracterul metalic nu variază ordonat (vezi tabelul periodic).

Schema 2.4.3.

Grupa / Perioada	14	Caracterul oxizilor
2	$_{6}C$ I_1: 11,26 X: 2,5	CO_2 oxid acid
3	$_{14}Si$ I_1: 8,15 X: 1,8	SiO_2 oxid acid
4	$_{32}Ge$ I_1: 8,13 X: 1,8	GeO_2 oxid amfoter
5	$_{50}Sn$ I_1: 7,34 X: 1,8	SnO_2 oxizi amfoteri SnO
6	$_{82}Pb$ I_1: 7,42 X: 1,8	PbO_2 oxizi amfoteri PbO

Scade energia de ionizare
Scade electronegativitatea
Scade caracterul nemetalic
Creşte caracterul metalic

I_1: energia de ionizare primară (eV); X: electronegativitatea

Analizând datele din schema 2.4.3., se observă că, odată cu scăderea caracterului nemetalic şi cu creşterea caracterului metalic în grupa 14, de la perioada 2 la perioada 6, variază caracterul acido - bazic al oxizilor de la oxizi acizi la oxizi cu caracter amfoter.

Verificaţi şi consolidaţi

a) Mortarul se obţine prin amestecarea varului stins cu nisip. După un timp, mortarul pus între cărămizi se întăreşte.

b) Uneori, aţi desfăcut cu greu dopul unei sticluţe de hidroxid de sodiu.

Oxizii au o gamă largă de utilizări.

• CaO, varul nestins, este utilizat în construcţii la obţinerea mortarului, în agricultură la neutralizarea solurilor prea acide, la fabricarea clorurii de var, a carbidului, a azotatului de calciu, a sticlei etc.

• Al_2O_3 este utilizat la obţinerea aluminiului, drept catalizator şi suport pentru catalizatori. Unele pietre semipreţioase au în compoziţia lor Al_2O_3.

• CO_2 este utilizat la prepararea băuturilor carbogazoase, la stingerea incendiilor, la prepararea sodei de rufe.

Obţinerea sticlei

Piatră semipreţioasă

c) Dacă suflați printr-un pai introdus cu un capăt într-o eprubetă în care ați pus apă și câteva picături de turnesol, soluția se înroșește.

Scrieți ecuațiile reacțiilor care au avut loc în aceste trei cazuri și explicați caracterul acid al oxidului implicat.

Aplicații

1. Completați spațiile libere, astfel încât afirmațiile de mai jos să fie corecte.

a) Metalele cu caracter puternic electropozitiv au electronegativități .....

b) Metalele au electronegativități mai ..... decât 1,7.

c) Nemetalele cu caracterul electronegativ cel mai accentuat au cele mai ..... electronegativități.

d) Electronegativitatea ..... în grupă de la perioada 2 la perioada 6.

e) Într-o perioadă, metalul alcalin are electronegativitatea cea mai ....., iar halogenul are electronegativitatea cea mai .....

2. Se consideră următoarele elemente și electronegativitățile lor: Fe (1,8), Zn (1,6), S (2,5), Br (2,8). Indicați care dintre elemente sunt metale și care sunt nemetale.

3. Se consideră elementele: O (Z=8), Al (grupa 13, perioada 3), S (are 6 electroni pe stratul 3), Na (are orbitalul 3s ocupat cu un electron) și electronegativitățile: 0,9, 1,5, 2,5, 3,5.

a) Asociați fiecărui element valoarea corespunzătoare a electronegativității.

b) Dintre aceste patru elemente, alegeți elementul cu cel mai accentuat caracter metalic și elementul cu cel mai accentuat caracter nemetalic.

c) Care dintre elemente vor reacționa între ele cel mai energic? Ce măsuri se iau pentru a evita această reacție?

4*. Consultați schema 2.4.1. și alegeți oxidul cu caracter bazic și oxidul cu caracter acid din fiecare cuplu:

a) CaO și SO_2; b) CO_2 și K_2O;

c) N_2O_5 și MgO.

Indicați ecuațiile unor reacții prin care se poate demonstra caracterul acido - bazic al acestor oxizi.

5*. Oxidul de cupru (II) este implicat în următoarele reacții:

$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t^\circ} CuO + ...$

$CuO + H_2SO_4 \rightarrow ..... + H_2O$

a) Completați ecuațiile acestor reacții și indicați caracterul acido - bazic al oxidului de cupru (II).

b) Calculați masa de soluție de acid sulfuric de concentrație 49%, care reacționează cu 320g oxid.

6*. Știind că: Ga_2O_3 este un oxid amfoter, As_4O_{10} este un oxid acid, iar CaO este un oxid bazic, așezați elementele Ga, As, Ca în ordinea crescătoare a electronegativității.

7. O probă de oleum cu masa de 200g se amestecă cu 100g de apă. Știind că oleumul (soluție de SO_3 în H_2SO_4) conține 20% SO_3, calculați concentrația procentuală a soluției rezultate.

8. O probă de var nestins cu masa de 7g și puritate de 80% este amestecată cu 300g de apă de var de concentrație 2%. Știind că impuritățile din var nu reacționează cu apa și nu sunt solubile în apă, calculați concentrația soluției rezultate.

Test de evaluare

2p **1.1.*** Completați spațiile libere.

a) Ionii pozitivi se obțin din atomi prin ..... de electroni.

b) Într-un ion negativ, numărul de electroni din învelișul de electroni este mai ..... decât numărul de protoni din nucleu.

c) În perioadă, odată cu ..... electronegativității de la grupa 1 la grupa 17, ... caracterul metalic și ..... caracterul nemetalic.

d) În grupa 17, odată cu creșterea electronegativității de la perioada ..... la perioada ....., ... caracterul nemetalic.

2p **2.** Alegeți seria care cuprinde toți ionii cu configurația electronică: $1s^2 2s^2 2p^6$. Se cunosc numerele atomice ale următoarelor elemente: $_3Li$, $_7N$, $_8O$, $_9F$, $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{15}P$, $_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{19}K$.

a) Li^+, N^{3-}, Al^{3+}, K^+, S^{2-}; b) F^-, Mg^{2+}, Cl^-, N^{3-}, P^{3-};
c) N^{3-}, F^-, Na^+, O^{2-}, Al^{3+}, Mg^{2+}; d) N^{3-}, F^-, Mg^{2+}, Al^{3+}.

2p **2*.** Alegeţi seria care cuprinde toţi ionii cu configuraţia electronică a gazului nobil din perioada 3. Se cunosc numerele atomice ale următoarelor elemente: $_{12}Mg$, $_{15}P$, $_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{21}Sc$, $_{22}Ti$, $_{30}Zn$, $_{31}Ga$.

a) Mg^{2+}, Zn^{2+}, Cl^-, P^{3-}, Ca^{2+}; b) K^+, Ca^{2+}, P^{3-}, S^{2-}, Cl^-, Sc^{3+}, Ti^{4+};
c) K^+, Ca^{2+}, P^{3-}, S^{2-}, Cl^-; d) P^{3-}, S^{2-}, Cl^-, Ga^{3+}.

2p **3.** Se consideră elementele: Al (Z=13), Mg (grupa 2, perioada 3), Cl (are 5 electroni în substratul 3p), S (grupa 16, perioada 3).

a) Aşezaţi aceste elemente în ordinea crescătoare a electronegativităţii.

b) Alegeţi elementul cu caracterul metalic cel mai accentuat şi elementul cu caracterul nemetalic cel mai accentuat.

2p **3*.** Se consideră elementele: Mg (grupa 2, perioada 3), K (Z=19), Cl (grupa 17, perioada 3), Na (are orbitalul 3s ocupat cu un electron), P (are în substratul 3p 3 electroni).

a) Aşezaţi aceste elemente în ordinea crescătoare a electronegativităţii.

b) Alegeţi elementul cu caracterul metalic cel mai accentuat şi elementul cu caracterul nemetalic cel mai accentuat.

1p **4.4.*** Indicaţi care reacţii sunt posibile şi completaţi ecuaţiile reacţiilor posibile.

$Cl_2 + MgBr_2 \rightarrow$ $Mg + CuCl_2 \rightarrow$
$Br_2 + NaCl \rightarrow$ $Cu + MgCl_2 \rightarrow$

2p **5.5.*** Se consideră elementul X care formează ionul X^{3-} şi elementul Y care formează ionul Y^-, ambii ioni fiind izoelectronici cu gazul nobil din perioada 3, şi electronegativităţile 2,1 şi 3.

a) Asociaţi fiecărui element valoarea corespunzătoare a electronegativităţii.

b) Alegeţi elementul cu caracterul nemetalic mai slab.

c) Determinaţi numărul de electroni dintr-o probă cu masa de 6,2 g din elementul cu caracterul nemetalic mai slab, ştiind că masa atomică a acestui element este 31.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

CHIMIA... altfel

Concurs

Folosind numai datele din tabelul periodic, rezolvaţi cerinţele fiecărei probe.

1. Aşezaţi elementele Mg, Ca, Cs, Ba într-un cadran de ceas, începând cu ora 12, astfel încât limba mare a ceasului să le parcurgă în sensul creşterii caracterului metalic.

2. Indicaţi configuraţia electronică şi simbolul ionilor izoelectronici cu argonul (Ar).

3. Se consideră elementele: K, Ca, Ga, N, S, Br. Indicaţi simbolul ionului fiecărui element şi caracterul chimic al fiecărui element.

4. Găsiţi o cale de a ajunge din punctul "Start" în punctul "Sosire" parcurgând metalele în sensul descrescător al caracterului metalic.

Start	Cs	Al	Cu
Na	Pb	Bi	Ag
Au	Mg	Ca	Sosire

5. Completaţi ecuaţiile reacţiilor posibile:

$Cl_2 + KF \rightarrow$ $Cl_2 + KI \rightarrow$
$Cl_2 + KBr \rightarrow$ $I_2 + KCl \rightarrow$
$Br_2 + KCl \rightarrow$ $Br_2 + KI \rightarrow$

6. Aveţi la mese apă de brom şi două sticluţe neetichetate în care se află soluţii de NaI şi NaCl. Cum procedaţi ca să identificaţi substanţa din fiecare sticluţă?

7. Din prelucrarea filmelor fotografice rezultă soluţii ce conţin ioni Ag^+. Ce metale recomandaţi pentru a recupera argintul din aceste soluţii?

Notă: concursul se poate desfăşura pe grupe de elevi, probele putând fi rezolvate prin colaborare între membrii grupului sau fiecare membru al grupului rezolvă o probă. Câştigă echipa care dă cele mai multe răspunsuri corecte, în timpul cel mai scurt.

2.5. Raze atomice și raze ionice

Curriculum diferențiat

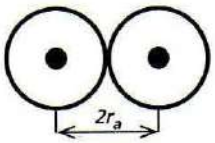


Fig. 2.5.1. Raza atomică

Alături de energia de ionizare și electronegativitate, dimensiunea atomilor este un parametru atomic important în înțelegerea proprietăților elementelor. Dimensiunea unui atom este apreciată prin raza lui.

Reținеți **Raza atomică este jumătate din distanța determinată experimental dintre nucleele a doi atomi vecini.**

Razele atomice și razele ionice sunt proprietăți fizice care variază periodic cu numărul atomic. Ele variază odată cu modificarea sarcinii nucleare și a configurației electronice.

Analizați și descoperiți

Analizați schema 2.5.2. și graficul 2.5.4. și indicați:

a) în ce substrat este plasat electronul distinctiv al elementelor din perioada 3;

b) cum variază sarcina nucleară a elementelor din perioada 3;

c) cum variază raza atomică a elementelor: Na, Mg, Al;

d) prin ce diferă atomul de sodiu de atomul de potasiu și atomul de clor de atomul de brom;

e) cum variază raza atomică a elementelor Na și K, din grupa 1.

INFO plus

Razele atomice și ionice se măsoară în: angstromi (Å), 1Å=10^{-10}m, sau în picometri, 1pm = 10^{-12}m.

Cea mai mică rază o are atomul de hidrogen, circa 0,5Å.

Analizând datele din schema 2.5.2. se observă că elementele din perioada 3 au stratul 3 în curs de completare și că sarcina nucleară crește de la +11 la +18. Cu creșterea sarcinii nucleare se observă o micșorare a razei atomice. O forță de atracție mai mare a nucleului asupra învelișului de electroni produce o apropriere a electronilor de nucleu și, prin urmare, o micșorare a razei atomice.

Atomul de potasiu, având electronii dispuși pe 4 straturi, are o rază mai mare decât atomul de sodiu, care are electronii dispuși pe 3 straturi.

Reținеți **În grupă, raza atomică crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.**

În perioadă, raza atomică scade de la grupa 1 la grupa 17, odată cu creșterea sarcinii nucleare. Creșterea sarcinii nucleare produce o contracție a învelișului de electroni.

La gazele nobile, apare o relaxare a învelișului de electroni datorită ocupării complete a substratului p din ultimul strat cu electroni și a creșterii repulsiilor electrostatice dintre electronii acestor orbitali.

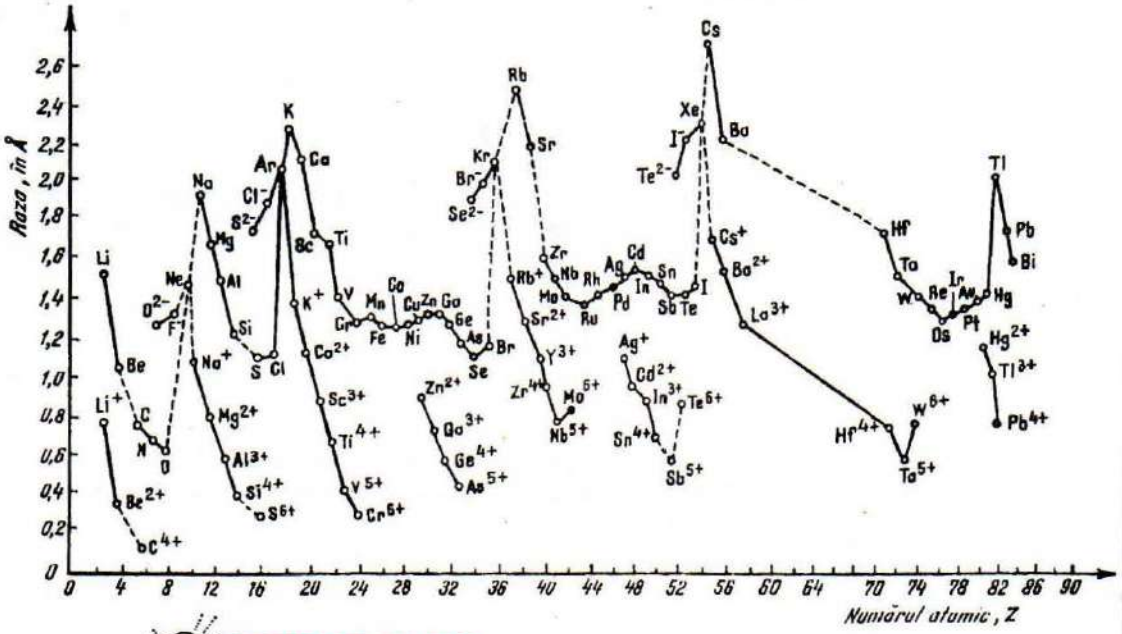
Astfel, într-o perioadă, cele mai mari raze atomice le au metalele alcaline, iar cele mai mici raze atomice le au elementele din grupele 16 și 17.

Verificați și consolidați

Comparați razele atomice ale elementelor: K și Ca, Mg și Ca, Ca și Sc și verificați concluziile la care ați ajuns în graficul 2.5.4.

Într-o serie de elemente de tip d (metale tranziționale), razele atomice scad odată cu creșterea sarcinii nucleare și cu contracția învelișului de electroni (mai accentuată la substratul d) până la grupa 8 și, apoi, cresc ușor la elementele din grupele 11 și 12 din cauza ocupării complete a orbitalilor d.

Diagrama 2.5.4. Variația razelor atomice și ionice cu numărul atomic



Analizați și descoperiți

Analizați schema 2.5.2. și alegeți variantele corecte.

a) Ionii Na^+ și K^+ diferă prin:

A) numărul de electroni de pe ultimul strat; B) sarcina ionului; C) numărul de straturi ocupate cu electroni.

b) Raza ionului K^+ este:

A) mai mică decât raza ionului Na^+, pentru că are sarcina nucleară mai mare; B) mai mare decât raza ionului Na^+, pentru că are mai multe straturi ocupate cu electroni; C) egală cu raza ionului Na^+, pentru că au aceeași sarcină electrică.

c) Ionii Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} diferă prin:

A) numărul de electroni; B) numărul de straturi ocupate cu electroni; C) sarcina nucleară.

d) Raza ionului Al^{3+} este:

A) mai mare decât raza ionilor Na^+ și Mg^{2+}, pentru că are sarcina ionului mai mare; B) egală cu raza ionilor Na^+ și Mg^{2+}, pentru că acești ioni au același număr de electroni; C) mai mică decât raza ionilor Na^+ și Mg^{2+}, pentru că are sarcina nucleară mai mare.

Se observă că razele ionilor pozitivi sunt determinate, ca și razele atomice, de numărul de straturi ocupate cu electroni și de sarcina nucleară efectivă.

Rețineți

În grupă, raza ionilor pozitivi crește de sus în jos, odată cu creșterea numărului de straturi ocupate cu electroni.

În perioadă, raza ionilor pozitivi scade de la grupa 1 la grupa 13, odată cu creșterea sarcinii nucleare ce determină contracția învelișului de electroni.

Analizați și descoperiți

Analizați schema 2.5.2. și indicați care dintre afirmațiile următoare sunt adevărate și argumentați:

a)ionii Cl^- și Br^- au același număr de straturi ocupate cu electroni;

b) raza ionului Br^- este mai mare decât raza ionului Cl^-;

c) ionii P^{3-}, S^{2-}, Cl^- au același număr de electroni;

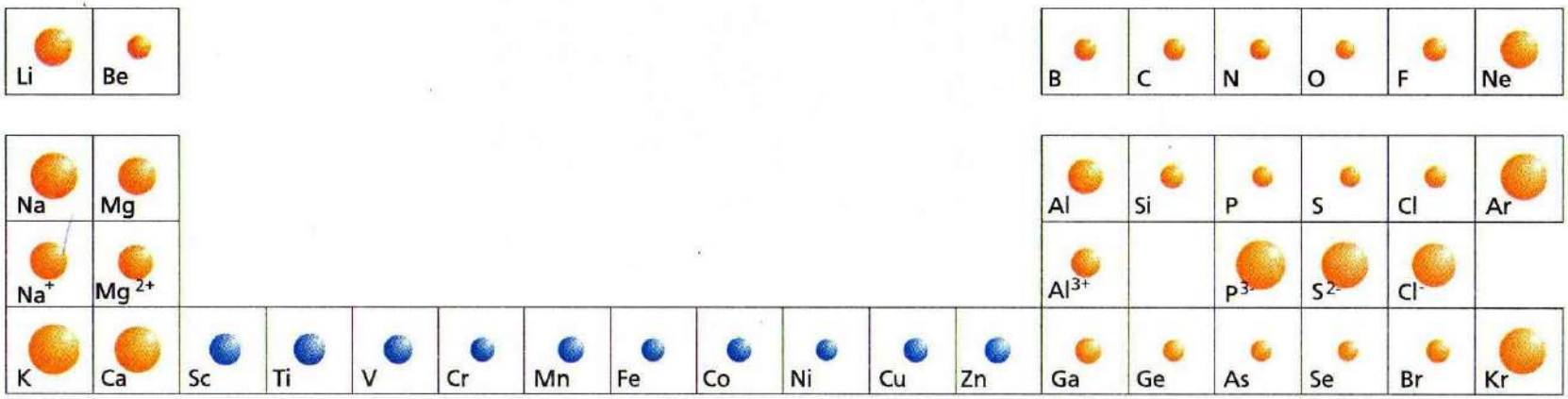
G = grupă
P = perioadă

Notă: razele sunt măsurate în Å

Schema 2.5.2.

P \ G	1	2	13	14	15	16	17
3	**$_{11}$Na:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $r_{Na}=1,91$ **Na^+:** $1s^2 2s^2 2p^6$ $r_{Na^+}=1,02$	**$_{12}$Mg:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ $r_{Mg}=1,6$ **Mg^{2+}:** $1s^2 2s^2 2p^6$ $r_{Mg^{2+}}=0,72$	**$_{13}$Al:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ $r_{Al}=1,43$ **Al^{3+}:** $1s^2 2s^2 2p^6$ $r_{Al^{3+}}=0,53$		**$_{15}$P:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ **P^{3-}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $r_{P^{3-}}=2,12$	**$_{16}$S:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ **S^{2-}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $r_{S^{2-}}=1,40$	**$_{17}$Cl:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ **Cl^-:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $r_{Cl^-}=1,33$
4	**$_{19}$K:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ $r_K=2,35$ **K^+:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $r_{K^+}=1,38$	**$_{20}$Ca:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ $r_{Ca}=1,97$ **Ca^{2+}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $r_{Ca^{2+}}=1,00$	**$_{31}$Ga:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ $r_{Ga}=1,53$ **Ga^{3+}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ $r_{Ga^{3+}}=0,62$		**$_{33}$As:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ **As^{3-}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ $r_{As^{3-}}=2,22$	**$_{34}$Se:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$ **Se^{2-}:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ $r_{Se^{2-}}=1,84$	**$_{35}$Br:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ **Br^-:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$ $r_{Br^-}=1,81$

Tabelul 2.5.3. Variația razelor atomice și ionice



d) ionii P^{3-}, S^{2-}, Cl^- au aceeaşi sarcină nucleară;
e) raza ionilor P^{3-}, S^{2-}, Cl^- scade în ordinea: $P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$.

Reţineţi **În grupă, raza ionilor negativi creşte de sus în jos odată cu creşterea numărului de straturi ocupate cu electroni.**

În perioadă, raza ionilor negativi scade de la grupa 15 la grupa 17, odată cu creşterea sarcinii nucleare ce determină contracţia învelişului de electroni.

În aceeaşi perioadă, razele ionilor negativi sunt mai mari decât razele ionilor pozitivi (diagrama 2.5.5.).

Faţă de atomii din care provin, la ionii pozitivi creşte sarcina nucleară efectivă datorită pierderii de electroni, iar la ionii negativi scade sarcina nucleară efectivă datorită surplusului de electroni în învelişul de electroni.

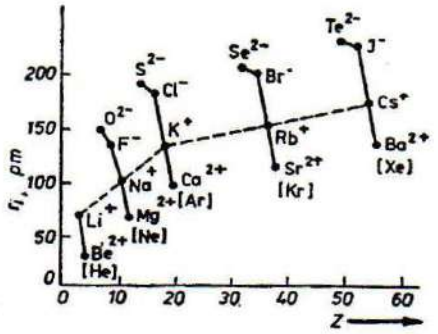


Diagrama 2.5.5. Variaţia razelor ionilor pozitivi şi negativi izoelectronici

Verificaţi şi consolidaţi

Aşezaţi în ordinea creşterii razelor următorii ioni:
a) K^+, Ca^{2+}, Br^-; *b) F^-, Cl^-, Br^-* *; c) Na^+, Mg^{2+}, Ca^{2+}.*

Aplicaţii

1.* Alegeţi variantele corecte.

a) În grupă, razele atomice *cresc/scad* de sus în jos odată cu *creşterea/scăderea* numărului de straturi ocupate cu electroni.

b) În perioadă, razele atomice *cresc/scad* de la grupa 1 la grupa 17, odată cu *creşterea/scăderea* sarcinii nucleare.

c) În grupă, razele ionilor pozitivi şi negativi *cresc/scad* de sus în jos odată cu *creşterea/scăderea* numărului de straturi ocupate cu electroni.

d) În perioadă, razele ionilor pozitivi şi negativi *scad/cresc* de la stânga la dreapta odată cu *creşterea/scăderea* sarcinii nucleare.

2.* Consultaţi tabelul periodic şi aranjaţi în ordinea creşterii razei atomice următoarele elemente:

a) Ar, Si, S, P; b) N, B, P, As;
c) Rb, Na, K, Mg; d) Ge, P, Si, N;
e) Na, Ca, Sc, Zn.

3.* Consultaţi tabelul periodic şi aranjaţi în ordinea creşterii razei ionice următorii ioni:

a) F^-, N^{3-}, O^{2-}; b) S^{2-}, O^{2-}, Se^{2-};
c) Sc^{3+}, Ca^{2+}, Ti^{4+}, K^+;
d) Na^+, Cs^+, Rb^+, K^+.

4.* Consultaţi tabelul periodic şi alegeţi speciile chimice cu raza cea mai mare şi cu raza cea mai mică din următoarele serii:

a) C, O, Ne; b) Ca, Cu, Br;
c) Zn^{2+}, As^{3-}, Br^-; d) Na^+, Al^{3+}, Cl^-;
e) Mg^{2+}, Ba^{2+}, Ca; f) Kr, Ne, He.

Rebus

Completaţi următorul careu şi veţi găsi pe verticală, cum variază razele atomice şi ionice în grupă, de sus în jos.

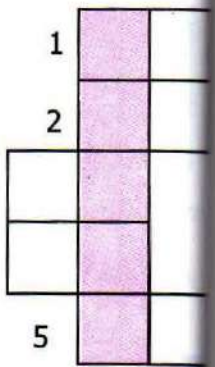
1. Raza atomică a acestui element din perioada 4 este puţin mai mică decât raza atomică a potasiului şi comparabilă cu raza atomică a kriptonului (simbol).

2. Elementul din perioada 5 cu cea mai mare rază atomică (simbol).

3. Elementul din perioada 2 la care apare o relaxare a învelişului de electroni din cauza ocupării complete a orbitalilor cu electroni (simbol).

4. Ionul cu cea mai mare rază din seria: Na^+, K^+, Mg^{2+}; Cs^+ (simbolul elementului).

5. Ionul cu cea mai mare rază din seria: Ca^{2+}, Sc^{3+}, Cl^- (simbolul elementului).

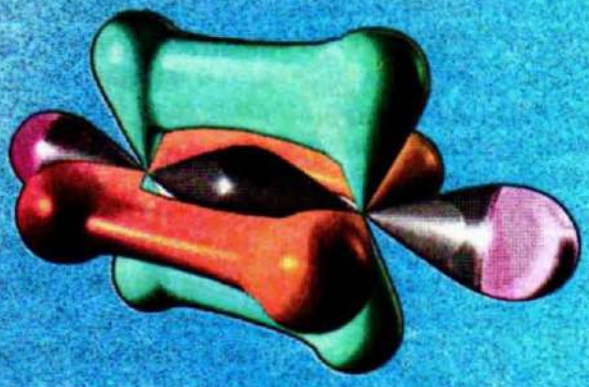


Capitolul 3

INTERACȚIUNI ÎNTRE IONI, ATOMI ŞI MOLECULE

3.1. Legătura ionică. Cristalul de clorură de sodiu
3.2. Legătura covalentă
3.3. Polaritatea legăturii covalente
3.4. Legătura covalentă coordinativă
3.5. Interacțiuni intermoleculare

"Spunem că între doi atomi sau grupări de atomi există o legătură chimică dacă forțele care acționează între ele duc la formarea unui agregat cu suficientă stabilitate pentru a-l face pe chimist să-l considere o specie moleculară independentă"
(Linus Pauling)



- Cum se leagă atomii elementelor în substanțe având structuri şi proprietăți atât de diferite?
- De ce unele substanțe au proprietăți asemănătoare?

3.1. Legătura ionică
Cristalul de clorură de sodiu

În substanțe, atomii nu se află izolați, ci sunt uniți între ei prin legături chimice, în ansambluri mai mari, de tipul moleculelor sau al rețelelor cristaline.

Proprietățile substanțelor depind de natura particulelor componente (atomi, ioni, molecule) și de natura interacțiunilor ce se exercită între aceste particule.

Legăturile chimice sunt interacțiuni puternice care se stabilesc între atomi cu participarea electronilor de valență.

Se cunosc trei tipuri de legături chimice, diferențiate între ele prin modul de realizare: **legătura ionică**, **legătura covalentă**, **legătura metalică**.

Legătura ionică se stabilește între atomii elementelor cu caracter metalic pronunțat (elemente cu electronegativitate mică) și atomii elementelor cu caracter nemetalic pronunțat (elemente cu electronegativitate mare) ca, de exemplu, între atomii de sodiu și atomii de clor.

Atomii acestor elemente tind să dobândească pe ultimul strat configurația stabilă de octet.

$$Na\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^1) \rightarrow Na^+\ (1s^2 2s^2 2p^6) + 1e^-$$

$$Cl\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5) + 1e^- \rightarrow Cl^-\ (1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6)$$

sau

$$Na\cdot \rightarrow Na^+ + 1e^-$$

$$:\ddot{Cl}\cdot + 1e^- \rightarrow :\ddot{Cl}:^-$$

INFO plus

Un simbol Lewis este format din simbolul unui element înconjurat de puncte, prin care sunt reprezentați electronii de pe ultimul strat. Exemple:

$:\ddot{Cl}\cdot$ $Na\cdot$ $\cdot\ddot{N}\cdot$

În acest scop, atomul de sodiu cedează electronul din orbitalul 3s atomului de clor, care îl acceptă în orbitalul monoelectronic din substratul 3p. Astfel, are loc un transfer de electroni de la atomii de sodiu (metal) la atomii de clor (nemetal).

Ionii Na^+ și Cl^- formați nu rămân izolați, între ei se stabilesc forțe de atracție electrostatică, rezultând o nouă substanță, clorura de sodiu.

Cu simboluri Lewis, procesul poate fi reprezentat astfel:

$$Na\cdot + :\ddot{Cl}:^- \xrightarrow{\text{forțe de atracție electrostatică}} Na^+Cl^-$$

clorură de sodiu

Reținеți **Legătura ionică se realizează prin transfer de electroni, de la atomii elementului cu caracter metalic pronunțat la atomii elementului cu caracter nemetalic pronunțat și prin stabilirea forțelor de atracție electrostatică între ionii de semn contrar formați.**

Legătura ionică se stabilește între elemente care au o diferență mare de electronegativitate. De exemplu, diferența de electronegativitate dintre sodiu și clor este:

3 (electronegativitate Cl) - 0,9 (electronegativitate Na) = 2,1

Reacția dintre sodiu și clor are loc cu degajare de energie, clorura de sodiu fiind o substanță stabilă.

Ionizarea atomilor de sodiu are loc cu absorbție de energie, la

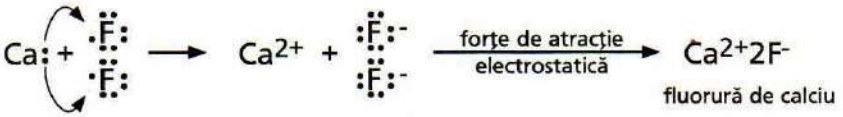
ionizarea atomilor de clor are loc cu degajare de energie. Stabilirea atracției electrostatice dintre ionii de semn contrar Na^+ și Cl^- are loc cu degajare de energie. Bilanțul energetic, adică suma dintre energiile absorbite și energiile degajate, indică o reacție exotermă.

Reacțiile de obținere a compușilor ionici din atomii liberi sunt reacții exoterme.

Legătura ionică dintre calciu și fluor, din fluorura de calciu, se poate reprezenta într-un mod asemănător legăturii ionice din clorura de sodiu.

$$_{20}Ca\ (1s^22s^22p^63s^23p^64s^2) \rightarrow Ca^{2+}\ (1s^22s^22p^63s^23p^6) + 2e^-$$

$$_{9}F\ (1s^22s^22p^5) + 1e^- \rightarrow F^-\ (1s^22s^22p^6)$$



Verificați și consolidați

Modelați legăturile ionice din: oxidul de potasiu (K_2O) și oxidul de magneziu (MgO).

Ionii de semn contrar obținuți în urma transferului de electroni se atrag electrostatic între ei și se apropie până la o distanță minimă permisă de repulsiile dintre învelișurile lor electronice. Astfel, fiecare ion tinde să se înconjoare de un număr maxim de ioni de semn contrar, dispuși la o distanță minimă la care se echilibrează forțele de atracție dintre ionii de semn opus cu forțele de repulsie dintre învelișurile electronice ale ionilor.

Nu se formează molecule, ci agregate tridimensionale de ioni, numite rețele ionice. În aceste rețele, ionii sunt dispuși ordonat, în nodurile rețelei, alternând ionii pozitivi cu cei negativi.

Numărul de ioni de semn contrar cu care se înconjoară la distanță minimă un ion, se numește număr de coordinație.

De exemplu, în cristalul de clorură de sodiu, (figura 3.1.1.) ionii de sodiu (Na^+) sunt dispuși în centrul și pe mijlocul laturilor unui cub, iar ionii de clor (Cl^-) sunt dispuși în vârfurile cubului și pe centrul fețelor cubului.

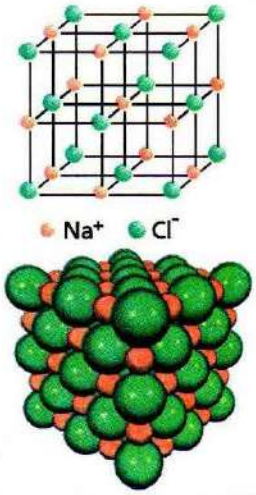


Fig. 3.1.1. Structura cristalului de clorură de sodiu

Astfel, clorura de sodiu prezintă o rețea cubică în care fiecare ion de Na^+ este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Cl^- și, invers, fiecare ion Cl^- este înconjurat la cea mai mică distanță de 6 ioni Na^+. Așadar, numărul de coordinație pentru rețeaua clorurii de sodiu este 6.

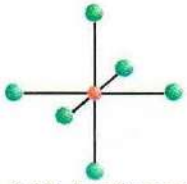


Fig. 3.1.2. Aranjamentul ionilor Cl^- în jurul unui ion Na^+

Într-un cristal ionic, numărul de sarcini pozitive este egal cu numărul de sarcini negative, cristalul fiind neutru din punct de vedere electric.

Pentru că substanțele ionice nu sunt alcătuite din molecule, formula chimică indică raportul dintre numărul de ioni pozitivi și numărul de ioni negativi din cristal.

Astfel, formula NaCl arată că, în cristalul de clorură de sodiu, unui ion Na^+ îi corespunde un ion Cl^-, iar formula CaF_2 arată că, în cristalul de fluorură de calciu, unui ion Ca^{2+} îi corespund doi ioni F^-.

Fig. 3.1.3. Aranjamentul ionilor Na^+ în jurul unui ion Cl^-

Rețele ionice pot forma și substanțele ce conțin ioni poliatomici, ca de exemplu: clorura de amoniu ($NH_4^+Cl^-$), hidroxidul de sodiu (Na^+HO^-), azotatul de argint ($Ag^+NO_3^-$).

Sărurile, unii oxizi metalici, cele mai multe baze de tipul $Me(OH)_n$ sunt substanțe ionice.

Verificați și consolidați

Alegeți substanțele ionice dintre următoarele substanțe: Na_2S, $BaCl_2$, H_2S, KOH, H_2O, $Ca(OH)_2$, CO_2, HCl, NH_4NO_3.

Proprietățile substanțelor ionice sunt determinate de natura particulelor componente (ioni) și de natura interacțiunilor dintre ioni (forțe electrostatice).

Analizați și descoperiți

Pentru a identifica unele proprietăți reprezentative ale substanțelor ionice analizați proprietățile clorurii de sodiu, conform fișei de laborator 3.1.4.

Legătura ionică este o legătură relativ puternică. Pentru a învinge atracția electrostatică dintre ionii de semn contrar, se consumă o cantitate mare de energie.

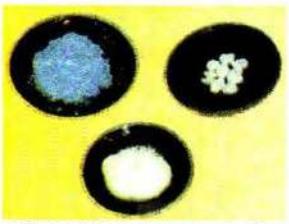


Fig. 3.1.5. Substanțe ionice

• Pentru că legătura ionică este o legătură puternică, substanțele ionice sunt solide la temperatura obișnuită și au puncte de topire relativ ridicate.

Atracția electrostatică crește conform legii lui Coulomb:

$$Fe = k\frac{Q_1Q_2}{r^2}$$

cu creșterea sarcinii ionilor (Q_1, Q_2) și scade cu creșterea distanței dintre ioni (r), adică cu creșterea volumului ionilor.

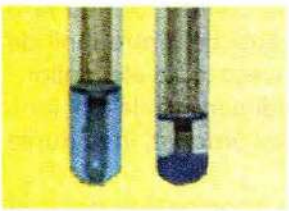


Fig. 3.1.6. Solubilitatea sulfatului de cupru în apă și toluen

Atracții electrostatice mai puternice determină puncte de topire mai mari. De aceea, punctele de topire ale substanțelor ionice cresc cu creșterea sarcinii ionilor:

Substanța	NaF	MgF_2	AlF_3
Punctul de topire	997°C	1266°C	1990°C

și scad cu creșterea volumului ionilor:

Substanța	NaF	KF	RbF	CsF
Punctul de topire	997°C	880°C	775°C	684°C

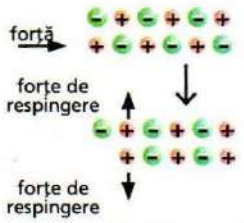


Fig. 3.1.7. Dizlocarea unui cristal ionic

• Substanțele ionice sunt solubile în apă (solvent polar) și insolubile în solvenți nepolari.

• Cristalele ionice sunt casante. Sub acțiunea unor forțe exterioare planele de ioni se deplasează ajungând față în față ionii de același semn între care se manifestă forțe de repulsie ce duc la spargerea cristalului.

• În stare solidă, substanțele ionice nu conduc curentul electric pentru că ionii nu se pot deplasa în cristal. În soluție sau în topitură, ionii se pot mișca și migra spre electrozi, în prezența câmpului electric. De aceea, în soluție sau în topitură, substanțele ionice conduc curentul electric (vezi 8.5.).

Aplicații

1. Indicați afirmația corectă din fiecare cuplu.

a) Legătura ionică se realizează între atomii a două nemetale.

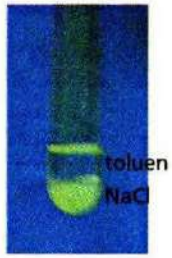
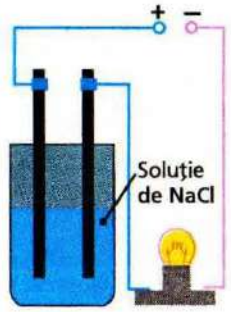
a') Legătura ionică se realizează între atomii unui element cu caracter metalic pronunțat și atomii unui element cu caracter nemetalic pronunțat.

b) Legătura ionică presupune două etape: transferul de electroni de la atomii metalului la atomii nemetalului și stabilirea atracției electrostatice între ionii de semn contrar.

b') Legătura ionică se realizează într-o singură etapă prin unirea unui atom de metal de un atom de nemetal.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate. Alegeți varianta corectă din rubrica 5.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuația reacției și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Observarea stării de agregare, a aspectului, a culorii	• sticlă de ceas • spatulă • NaCl	Puneți pe o sticlă de ceas o cantitate mică de NaCl. Observați starea de agregare, aspectul, culoarea.	Clorura de sodiu este o substanță ....., ..., de culoare	Substanțele ionice sunt substanțe *solide cristaline/lichide.*
B. Comportarea la mojarare	• mojar • spatulă • NaCl	Puneți într-un mojar o cantitate mică de NaCl și mojarați.	Cristalul de NaCl este	Cristalele ionice *sunt/nu sunt* casante.
C. Aprecierea punctului de topire	• creuzet • spatulă • triunghi ceramic pentru susținerea creuzetului • trepied • sursă de încălzire • clește de fier • NaCl	Într-un creuzet, puneți o cantitate mică de NaCl, fixați creuzetul în triunghiul ceramic și încălziți la flacăra unui bec de gaz pentru câteva minute. Observați dacă NaCl s-a topit. Atenție! Nu atingeți creuzetul încălzit cu mâna. Folosiți cleștele de fier.	NaCl are punctul de topire	Substanțele ionice au puncte de topire *joase/ridicate.*

1	2	3	4	5
D. Solubilitatea 	• eprubete • spatulă • NaCl • CCl_4, ulei, toluen	Pregătiți trei eprubete și puneți în prima apă, în a doua CCl_4 sau toluen, în a treia ulei. În fiecare adăugați un vârf de spatulă de NaCl și agitați. Observați dacă NaCl se dizolvă.	NaCl se dizolvă în ..... și nu se dizolvă în	Substanțele ionice *sunt/nu sunt* solubile în apă și *sunt/nu sunt* solubile în solvenți nepolari.
E. Conductibilitatea electrică a NaCl 	• sursă de curent electric continuu • fire conductoare • electrozi de grafit • bec cu fasung • cristalizor • NaCl	Construiți un montaj simplu format dintr-o sursă de curent continuu (4,5-9V), fire conductoare, fasung cu bec, electrozi de grafit, ca în imaginea alăturată. Puneți într-un cristalizor NaCl solidă și indroduceți cei doi electrozi în sare. Observați dacă becul se aprinde. Repetați experiementul punând în cristalizor soluție în apă de NaCl.	NaCl în stare solidă ..... conduce curentul electric. Soluția apoasă de NaCl ..... curentul electric.	Substanțele ionice *conduc/nu conduc* curentul electric în stare solidă, *conduc/nu conduc* curentul electric în soluție apoasă.

Puteți verifica experimental proprietățile altor substanțe ionice: $CuSO_4$, KBr, NaOH.
Atenție! Dacă lucrați cu NaOH (sodă caustică), nu atingeți cu mâna granulele de NaOH. NaOH produce arsuri.

c) Formula chimică K_2S arată că, într-o moleculă de sulfură de potasiu, se află doi atomi de potasiu și un atom de sulf.

c') Formula chimică K_2S arată că, în cristalul de sulfură de potasiu, la doi ioni K^+ corespunde un ion S^{2-}.

2. Se consideră elementele: Cl (grupa 17, perioada 3), S (are 4 electroni în substratul 3p), Mg (Z=12).

a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor și ale ionilor acestor elemente.

b) Identificați substanțele ionice ce pot fi generate de aceste elemente și modelați legăturile ionice din aceste substanțe.

3.* Se consideră elementele: Br (are 5 electroni în substratul 4p), H (Z=1), Ca (grupa 2, perioada 4).

a) Indicați configurațiile electronice ale atomilor și ale ionilor acestor elemente.

b) Identificați substanțele ionice ce pot fi generate de aceste elemente și modelați legăturile ionice din aceste substanțe.

4. Consultați tabelul periodic și alegeți cuplurile de elemente care pot genera compuși ionici. Reprezentați formarea legăturilor ionice.

a) S și Br; b) Ba și O; c) K și N;
d) N și F, e) H și Na.

5. Determinați masa de sodă caustică (NaOH) în care se află $12{,}044 \cdot 10^{23}$ ioni Na^+.

6. Alegeți variantele corecte.

a) Substanțele ionice sunt *solide/lichide* la temperatura obișnuită, având puncte de topire *joase/ridicate*.

b) Punctele de topire ale substanțelor ionice *scad/ cresc* cu creșterea atracției electrostatice dintre ionii de semn contrar.

c) Punctele de topire ale substanțelor ionice *scad/ cresc* cu creșterea sarcinii ionilor și *scad/cresc* cu creșterea razei ionilor.

d) Substanțele ionice sunt solubile în solvenți *polari/nepolari*.

e) Prin lovire, cristalele ionice *se sparg/nu se sparg*.

f) Soluțiile substanțelor ionice *conduc/nu conduc* curentul electric.

7. Se consideră bazele: RbOH, CsOH, KOH și punctele de topire: +272,3°C, +301°C, +404°C. Asociați fiecărei baze punctul de topire corespunzător. Consultați tabelul periodic.

Test de evaluare

0766 542 473

2p **1.1.*** Alegeți varianta corectă.

a) Legătura ionică se stabilește între atomii unui metal cu electronegativitate *mică/mare* și atomii unui nemetal cu electronegativitate *mare/mică*.

b) În procesul de realizare a legăturii ionice, atomul de metal *cedează electroni atomului de nemetal/acceptă electroni de la atomul de nemetal*, iar atomul de nemetal *acceptă electroni de la atomul de metal/cedează electroni atomului de metal*.

c) Între ionii pozitivi formați de atomii de *metal/nemetal* și ionii negativi formați de atomii de *metal/nemetal* se stabilesc forțe *de atracție electrostatică/nucleară*.

d) Într-un cristal ionic, ionii sunt așezați *ordonat/întâmplător*, astfel încât un ion este înconjurat la cea mai mică distanță de un anumit număr de ioni de *același semn/semn contrar*.

Andor Adam Joana

3p **2.2.*** Se consideră elementele: $_{12}Mg$, $_{8}O$, $_{16}S$, $_{11}Na$.

a) Modelați legăturile ionice din compușii: oxid de magneziu și sulfură de sodiu și stabiliți formulele lor chimice.

b) Determinați numărul de ioni Na^+ care se află în 15,6g sulfură de sodiu (A_{Na}=23, A_S=32, $N_A=6{,}022 \cdot 10^{23}$).

2p **3.3.*** Se consideră elementele: F (grupa 17, perioada 2), $_{19}K$, Al (atomul său are 3 electroni pe stratul 3).

a) Indicați formulele chimice ale substanțelor ionice care pot fi compuse din aceste elemente.

b) Enumerați trei proprietăți fizice ale acestor substanțe.

oxid bază

1p **4.4.*** Se consideră compușii: Al_2O_3, CaO, $FeCl_3$, H_2O, HCl, KOH, H_2S, SO_3. Identificați compușii ionici și arătați din ce clasă de compuși anorganici fac parte.

5.5.* Bromura de potasiu este o substanţă solidă, cristalină, de culoare albă, solubilă în apă, cu punctul de topire 734°C.

a) Indicaţi natura legăturii chimice din bromura de potasiu.

b) Formulaţi aprecieri asupra conductibilităţii electrice a soluţiei apoase de bromură de potasiu.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

CHIMIA... altfel

În cursul epocilor geologice, apa mărilor interioare, mări care au pierdut legătura cu oceanul, s-a evaporat lent şi sărurile dizolvate s-au depus în ordinea solubilităţii lor crescânde, formând uriaşe zăcăminte de sare numite ***saline****.*

Întâi s-au separat impurităţile, după care s-a depus carbonatul de magneziu, carbonatul de calciu şi sulfatul de calciu, sub formă de anhidrit şi ghips. A cristalizat apoi componenta principală, clorura de sodiu (sarea gemă), şi la urmă sărurile de magneziu şi sărurile mixte de magneziu şi potasiu. În afară de acestea, sarea gemă mai este impurificată şi cu substanţe argiloase.

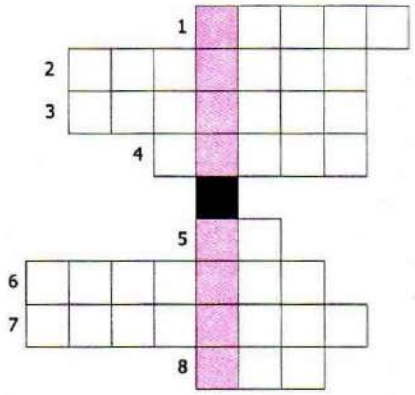
În majoritatea salinelor sarea se găseşte la adâncimi de 100 - 200m, iar stratul de sare, de sute, uneori chiar de peste 1000 m grosime, se întinde pe o suprafaţă de mai mulţi kilometri pătraţi.

Muntele de sare de la Slănic Prahova

Rebus

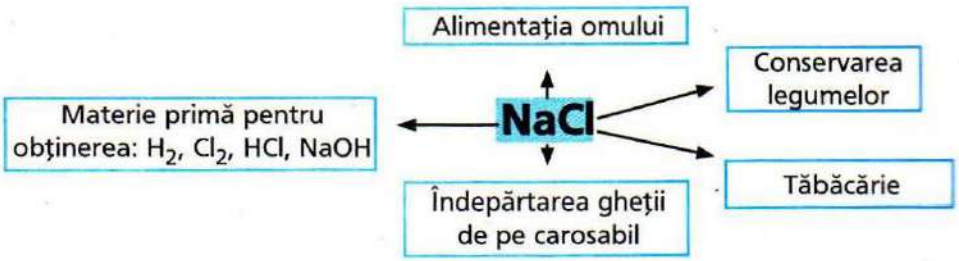
Completaţi următorul aritmogrif şi veţi găsi, pe verticală, o altă denumire a unei substanţe ionice nelipsite din alimentaţie.

1. Metal alcalin care intră în compoziţia acestei substanţe.
2. În reacţie cu apa formează potasa caustică.
3. Anionul din această sare.
4. Cea ionică este caracteristică acestei substanţe.
5. Germaniu.
6. În general, substanţă care dizolvă.
7. Soluţia acestei sări, folosită la prepararea murăturilor.
8. Această substanţă dizolvă substanţele ionice.



Portofoliu

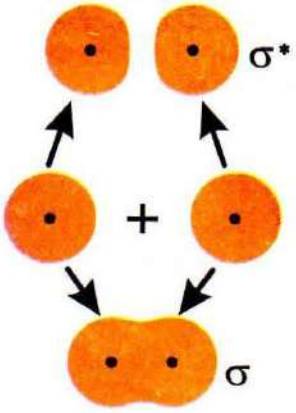
Pe baza schemei de mai jos alcătuiţi un referat privind importanţa practică a clorurii de sodiu.



3.2. Legătura covalentă

INFO plus

În procesul de formare a moleculei de hidrogen, din contopirea celor doi orbitali atomici monoelectronici 1s, rezultă doi orbitali moleculari cu forme și energii diferite de cele ale orbitalilor atomici: un orbital molecular de legătură (σ) cu energie mai mică decât energia orbitalilor atomici, și un orbital molecular de antilegătură (σ) cu energie mai mare. Electronii puși în comun, care sunt electroni de spin opus, ocupă orbitalul molecular de legătură de energie mai mică.*

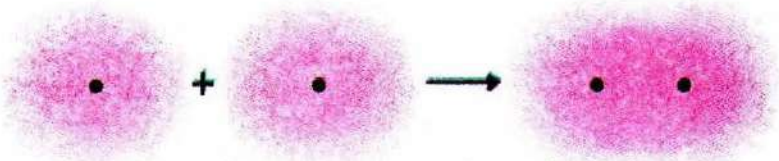


Când atomii nemetalelor se combină între ei, dobândesc configurațiile stabile de gaz nobil, pe ultimul strat, prin punere în comun de electroni.

Să analizăm un exemplu.

Atomul de hidrogen ($_1$H: $1s^1$) tinde să dobândească configurația $1s^2$ a heliului, gazul nobil cel mai apropiat de hidrogen în tabelul periodic.

În acest scop, doi atomi de hidrogen se vor apropia până când își vor întrepătrunde orbitalii 1s, rezultând un nou orbital, numit orbital molecular de legătură. În acest orbital molecular, care înconjoară ambele nuclee de hidrogen, gravitează cei doi electroni, câte unul de la fiecare atom de hidrogen.



Astfel, în jurul fiecărui nucleu de hidrogen, gravitează doi electroni.

Cu alte cuvinte, cei doi atomi de hidrogen au pus în comun câte un electron. Când atomii nemetalelor se combină între ei, dobândesc configurațiile stabile de gaz nobil pe ultimul strat prin punere în comun de electroni. Acest proces se poate reprezenta prin simboluri Lewis astfel:

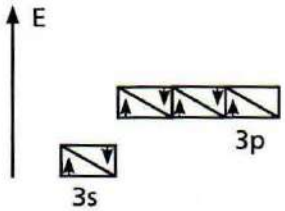
Perechea de electroni pusă în comun aparține, în egală măsură, fiecărui atom de hidrogen. Ea se reprezintă printr-o liniuță, numită covalență, pusă între simbolurile chimice: H—H.

Cei doi atomi de hidrogen sunt astfel legați între ei, formând molecula de hidrogen, cu formula chimică H_2.

Acest mod de legare reprezintă legătura covalentă.

Reținеți

Legătura covalentă se realizează prin punere în comun de electroni.



Schema 3.2.1. Reprezentarea ultimului strat al atomului de Cl

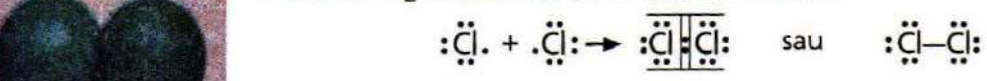
Ca și orbitalul atomic, orbitalul molecular poate fi ocupat cu maximum doi electroni, de spin opus. De aceea, la realizarea legăturilor covalente, participă orbitalii atomici monoelectronici. Altfel spus, atomii pun în comun electronii necuplați, numiți și electroni neîmperechiați.

Să analizăm structura moleculei de clor (Cl_2).

Atomul de clor ($_{17}$Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$) are pe ultimul strat trei perechi de electroni (trei orbitali dielectronici) și un electron necuplat (un orbital monoelectronic, 3p).

Pentru realizarea configurației stabile de octet pe stratul 3

($3s^2 3p^6$), doi atomi de clor vor pune în comun electronul necuplat. Cei doi atomi de clor vor fi astfel uniți printr-o legătură covalentă simplă, formând molecula Cl_2. Procesul se poate prezenta astfel:



Orbitalul molecular de legătură, în care gravitează cei doi electroni puși în comun, a rezultat prin întrepătrunderea orbitalilor 3p monoelectronici.

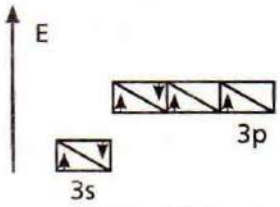
Fig. 3.2.2. Formarea orbitalului molecular de legătură din molecula Cl_2

Verificați și consolidați

Modelați legătura covalentă din molecula acidului clorhidric (HCl). Reprezentați forma orbitalului molecular de legătură.

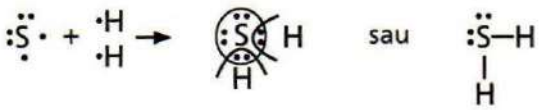
Unii atomi pot pune în comun mai mulți electroni.

Atomul de sulf ($_{16}S$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) are pe ultimul strat doi electroni necuplați, în doi orbitali 3p.



Schema 3.2.3. Reprezentarea ultimului strat din atomul de S

În acidul sulfhidric (H_2S), atomul de sulf realizează configurația de octet $3s^2 3p^6$ punând în comun cei doi electroni necuplați cu doi atomi de hidrogen, de care se leagă prin două legături covalente simple.



Formarea celor doi orbitali moleculari (s,p) de legătură este indicată în figura 3.2.4.

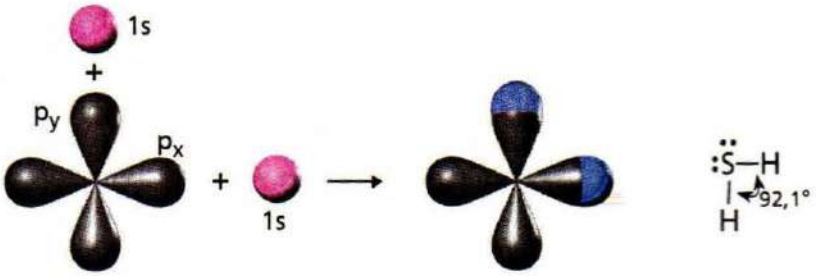


Fig. 3.2.4. Formarea orbitalilor moleculari de legătură din molecula H_2S

Unghiul dintre acești doi orbitali moleculari este de 92,1°, apropiat de unghiul dintre cei doi orbitali p, din care provin.

Spre deosebire de legătura ionică, legătura covalentă este dirijată în spațiu, atomii unei molecule ocupând poziții rigide unul față de celălalt. Aceste poziții nu se pot schimba nici chiar prin modificarea stării de agregare. Lungimea legăturii și unghiurile de valență sunt caracteristice fiecărei molecule.

Dispunerea în spațiu a atomilor dintr-o moleculă se realizează astfel încât norii electronici ai orbitalilor moleculari de legătură (sau dubletele electronice de legătură) și norii electronici ai orbitalilor atomici dielectronici din ultimul strat (sau dubletele electronice neparticipante) să se afle la distanța maximă, pentru ca repulsiile dintre ele să fie minime.

INFO plus

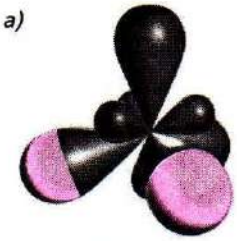
Sunt două tipuri de orbitali moleculari, notați cu literele grecești σ (sigma) și π (pi).

Orbitalul molecular σ se formează prin suprapunerea a doi orbitali atomici de-a lungul axei internucleare.

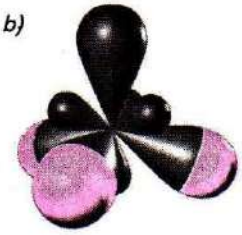
Orbitalul molecular π se formează prin suprapunerea laterală a doi orbitali p cu axe paralele.

Legătura simplă este formată dintr-un orbital σ, legătura dublă este formată dintr-un orbital σ și unul π, iar legătura triplă este formată dintr-un orbital σ și doi orbitali π.

a)



b)



c)

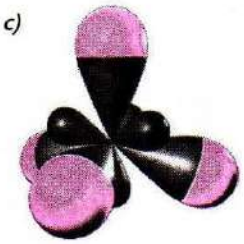
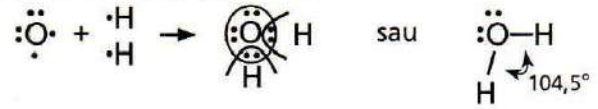
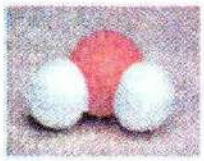


Fig. 3.2.5. Orbitalii moleculari din moleculele de H_2O (a), NH_3 (b), CH_4 (c)

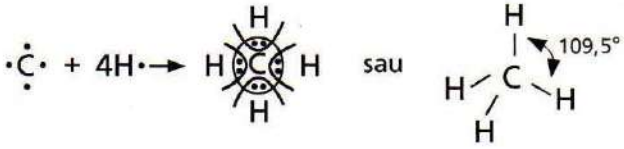
Astfel, în molecula de apă (H_2O), unghiul dintre cele două legături covalente O—H este de 104,5°.

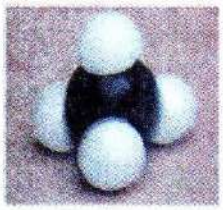




În amoniac (NH_3), unghiul dintre legăturile covalente N—H este de 107,3°.

În metan (CH_4), unghiul dintre legăturile covalente C—H este de 109° 28'.

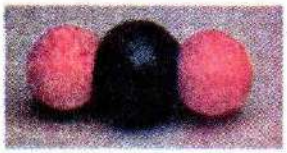




În momentul realizării legăturilor covalente, atomii de carbon, azot, oxigen și ai altor nemetale își rearanjează electronii de pe ultimul strat pe noi orbitali cu altă formă, energie și orientare, numiți orbitali hibrizi. Acești orbitali participă la realizarea legăturilor covalente, iar unghiurile dintre covalențe sunt determinate de orientarea în spațiu a acestor orbitali hibrizi.

În cazul în care cei doi atomi care se leagă posedă pe ultimul strat un număr mai mare de electroni necuplați, se pot crea legături covalente duble sau triple, după cum, între cei doi atomi, se pun în comun două perechi de electroni sau trei perechi de electroni.

Astfel, în molecula dioxidului de carbon (CO_2), între atomul de carbon și fiecare atom de oxigen, se pun în comun două perechi de electroni, legătura dintre carbon și oxigen fiind o legătură covalentă dublă.



INFO plus

Pentru explicarea legăturii covalente s-au formulat mai multe teorii în chimie. Nici una nu rezolvă singură, în totalitate, problematica legăturii covalente. Ele au însă elemente de bază comune. De aceea, veți găsi pentru unele substanțe mai multe variante de reprezentare a legăturii covalente, fiecare încercând să explice anumite proprietăți ale moleculei respective.

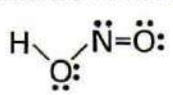
În molecula de azot N_2, între cei doi atomi de azot, se realizează o legătură covalentă triplă.

După numărul de perechi de electroni ce sunt puși în comun între doi atomi, legătura covalentă poate fi:

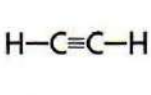
- simplă (între cei doi atomi se pune în comun o pereche de electroni);
- dublă (între cei doi atomi se pun în comun două perechi de electroni);
- triplă (între cei doi atomi se pun în comun trei perechi de electroni).

Verificați și consolidați

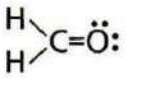
Identificați legăturile covalente simple, duble și triple din următoarele molecule:



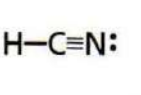
acid azotos



acetilena



metanal



acid cianhidric

Legătura covalentă se realizează, de regulă, între atomii nemetalelor (elemente cu electronegativitate mai mare de 1,7), dar uneori și între atomii unui metal cu caracter mai slab electropozitiv și ai unui nemetal (elemente cu electronegativități apropiate).

Atomii unui nemetal pot participa la realizarea legăturilor covalente cu toți electronii de pe ultimul strat, realizând pe stratul exterior mai mult de opt electroni.

Aplicații

1. Alegeți afirmațiile corecte.

a) Legătura covalentă se stabilește, în general, între atomii elementelor cu electronegativitate mai mare de 1,7.

b) Legătura covalentă unește atomii a două metale diferite.

c) La realizarea legăturii covalente simple fiecare atom pune în comun câte un electron.

d) În molecula de apă, atomii de oxigen și hidrogen sunt uniți prin legături ionice.

e) Dacă între doi atomi se pun în comun două perechi de electroni, legătura este covalentă dublă.

f) În molecula N_2, cei doi atomi de azot sunt uniți printr-o legătură covalentă simplă, ca și atomii de hidrogen din molecula H_2.

g) Legătura covalentă se realizează prin întrepătrunderea a doi orbitali atomici monoelectronici cu formarea unui orbital molecular de legătură ocupat cu doi electroni de spin opus.

h) Legătura covalentă se manifestă în toate direcțiile ca și legătura ionică.

2. Alegeți varianta care conține numai substanțe cu legături covalente:

a) NaCl, H_2, CO_2;

b) Cl_2, HCl, NH_3;

c) $CaBr_2$, HBr, F_2;

d) NaOH, NH_4Cl, P_4.

3. Modelați legăturile covalente din următoarele molecule: F_2, HF (acid fluorhidric), PH_3 (fosfan).

4. Se consideră elementele: $_1H$, $_{12}Mg$, $_7N$. Indicați configurațiile electronice ale atomilor acestor elemente, stabiliți ce elemente se pot uni prin legătură covalentă și modelați legăturile covalente posibile.

5. Determinați:

a) numărul de atomi de azot din 560g de azot separat din aer;

b) raportul molar azot : oxigen din aer, dacă la 112g azot corespund 32g oxigen;

c) masa soluției de acid clorhidric, de concentrație 18,25%, care se obține prin dizolvarea în apă a acidului clorhidric rezultat din combinarea cu hidrogenul a $18{,}066 \cdot 10^{23}$ molecule de clor.

6. Se consideră substanța A cu masa moleculară 32 și compoziția procentuală de masă: 87,5% Si și 12,5% H.

a) Determinați formula moleculară a substanței A.

b) Reprezentanți legătura chimică din molecula substanței A.

c) Calculați masa de acid sulfuric care conține o cantitate de hidrogen egală cu aceea care se află în 6,4g de substanță A.

7. Determinați masa de acid sulfhidric (H_2S) care conține $48{,}176 \cdot 10^{23}$ electroni puși în comun.

8. Determinați numărul de electroni puși în comun în 73g acid clorhidric (HCl).

3.3. Polaritatea legăturii covalente

Gilbert Newton Lewis (1875 - 1946), chimist american, profesor la Universitatea Berkeley (California), a elaborat fundamentele teoriei electronice a legăturilor chimice (1916).

În funcție de natura atomilor care participă la formarea legăturii covalente, se deosebesc două tipuri de legături covalente:

- legătura covalentă nepolară;
- legătura covalentă polară.

În molecula de hidrogen (H_2) sau în molecula de clor (Cl_2), perechea de electroni pusă în comun aparține în egală măsură celor doi atomi sau, altfel spus, densitatea norului electronic este simetric distribuită în orbitalul molecular de legătură.

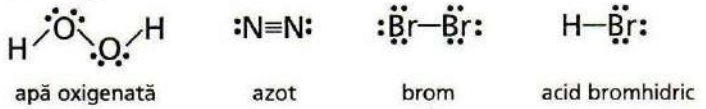
Această distribuție uniformă se datorează identității celor două nuclee care exercită aceeași forță de atracție asupra electronilor puși în comun.

O astfel de legătură este o **legătură covalentă nepolară**.

Reținеți **Legătura covalentă nepolară se realizează între doi atomi de nemetal identici, iar electronii puși în comun aparțin în egală măsură celor doi atomi.**

Verificați și consolidați

Identificați legăturile covalente nepolare în exemplele de mai jos. Argumentați alegerea făcută.



apă oxigenată azot brom acid bromhidric

În molecula acidului clorhidric (HCl), perechea de electroni pusă în comun nu aparține în egală măsură și atomului de hidrogen și atomului de clor. Atomul de clor, fiind mai electronegativ, atrage mai puternic electronii de legătură, decât atomul de hidrogen. Ca urmare, în orbitalul molecular de legătură electronii nu sunt simetric distribuiți, ci sunt deplasați spre atomul de clor, unde se creează o densitate de electroni mai mare. Apar sarcini fracționare de semn contrar la cei doi atomi.

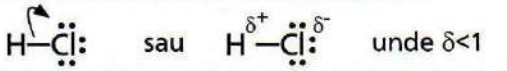
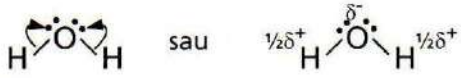


Fig. 3.3.1. Reprezentarea densității electronice în orbitalul molecular de legătură din molecula HCl

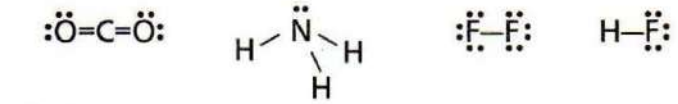
Reținеți **Legătura covalentă polară se realizează între atomi de nemetal cu electronegativități diferite, iar electronii puși în comun sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai mare.**

În molecula de apă, ambele legături covalente H-O sunt polare, electronii puși în comun fiind deplasați spre atomul de oxigen, mai electronegativ.



Verificați și consolidați

1. *Identificați, în exemplele de mai jos, legăturile covalente polare. Argumentați alegerea făcută și reprezentați prin săgeți curbe sau prin sarcini fracționare polarizarea legăturilor.*



dioxid de carbon *amoniac* *fluor* *acid fluorhidric*

2. Consultați tabelul periodic și pe baza electronegativității elementelor alegeți legătura covalentă mai polară din fiecare cuplu:

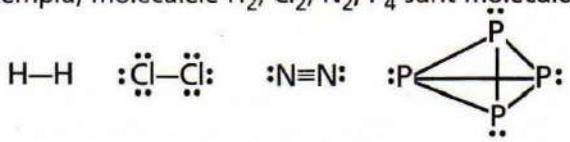
a) C–N, C–O; b) H–S, H–Cl.

Indicați prin săgeți curbe sensul de deplasare a electronilor.

Polaritatea legăturii covalente ce unește atomii a două elemente cu electronegativități diferite este mai mare cu cât diferența de electronegativitate dintre cele două elemente este mai mare.

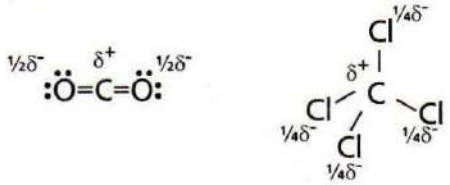
Moleculele diatomice sau poliatomice în care atomii sunt uniți prin legături covalente nepolare sunt molecule nepolare. În moleculele nepolare, nu apar poli cu densități electronice diferite.

De exemplu, moleculele H_2, Cl_2, N_2, P_4 sunt molecule nepolare.



Sunt molecule nepolare și moleculele poliatomice cu structură simetrică, în care atomii sunt uniți prin legături covalente polare. Datorită simetriei moleculei, polaritatea legăturilor covalente se anulează reciproc.

De exemplu, moleculele de CO_2 și CCl_4 sunt nepolare, deși conțin legături covalente polare.



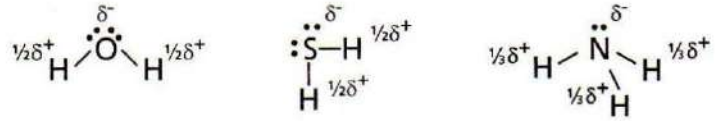
INFO plus

Legătura ionică și legătura covalentă nepolară reprezintă doar cazuri limită. În realitate, nu se cunoaște nici un compus în care legătura să fie 100% de un anumit tip. Legătura chimică poate fi, de exemplu, predominant ionică în NaF, CsF sau predominant covalentă în molecula de clor. Legătura covalentă polară din molecula de acid clorhidric face trecerea dintre legătura ionică și legătura covalentă nepolară.

În moleculele polare, există două zone numite poli cu densități electronice diferite. Moleculele polare se reprezintă mai simplu prin modelul ⊕ ⊖.

Moleculele diatomice în care atomii sunt uniți prin legătură covalentă polară sunt molecule polare. Polaritatea moleculei coincide cu polaritatea legăturii. De exemplu, moleculele de HCl, HBr sunt molecule polare.

Sunt molecule polare și moleculele poliatomice în care atomii sunt uniți prin legături covalente polare și care nu au structură simetrică. De exemplu, moleculele de H_2O, H_2S, NH_3 sunt molecule polare.



INFO plus

Moment de dipol

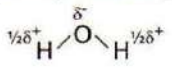
Polaritatea unei legături covalente se măsoară prin mărimea fizică numită moment electric de dipol și definită după relația:

$$\mu = d \cdot \delta, \quad [\mu]_{SI} = D \text{ (Debye)}$$

unde, pentru o legătură covalentă $A^{\delta+}$–$B^{\delta-}$, δ este sarcina fracționară, iar d este distanța dintre cele două nuclee (lungimea legăturii).

Momentul de dipol este o mărime vectorială. Vectorul moment de dipol este orientat de-a lungul legăturii, de la centrul de sarcină pozitivă la centru de sarcină negativă.

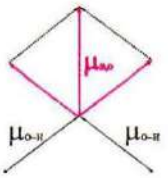
$$A^{\delta+} \xrightarrow{\mu} B^{\delta-}$$



Prin compunerea vectorială a momentelor de dipol ale legăturilor covalente polare, dintr-o moleculă se obține momentul de dipol al moleculei.

De exemplu, momentul de dipol al moleculei de apă se obține prin compunerea momentelor de dipol ale legăturilor O—H.

Apa are, prin urmare, o moleculă polară.



μ_{H_2O}=1,84D

Aplicații

1. Alegeți variantele corecte din enunțurile de mai jos.

a) Legătura covalentă caracterizată printr-o repartizare uniformă a electronilor puși în comun între cei doi atomi este o legătură covalentă *nepolară/polară.*

b) Atomii a două nemetale cu electronegativități diferite sunt uniți prin legătură covalentă *polară/nepolară.*

c) Într-o legătură covalentă polară, electronii puși în comun sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai *mare/mică.*

d) Atomii din molecula fosforului alb (P_4) sunt uniți prin legături covalente *nepolare/polare,* iar molecula P_4 este *polară/nepolară.*

e) Legăturile C—Cl din tetraclorura de carbon (CCl_4) sunt legături covalente *nepolare/polare,* iar molecula CCl_4 este o moleculă *simetrică/nesimetrică* și *polară/nepolară.*

f) Legăturile O—H din apă sunt legături covalente *nepolare/polare,* iar molecula de apă este o moleculă *polară/nepolară.*

2. Se consideră următoarele legături covalente: C—C, N=O, C—N, C≡C, N—N, I—I, H—Cl. Indicați care dintre legături sunt polare și care sunt nepolare.

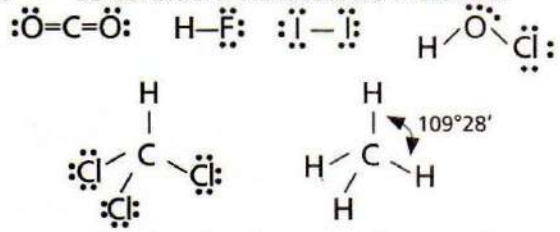
3. Consultați tabelul periodic și indicați, prin săgeți sau prin sarcini fracționare, deplasarea electronilor în următoarele legături covalente polare: H—F, C—N, P—Cl, C=O.

4. Consultați tabelul periodic și, pe baza electronegativității elementelor, alegeți legătura covalentă mai polară din fiecare cuplu:

a) C—O, C—F; b) P—H, S—H.

5. Indicați prin sarcini fracționare polaritatea legăturilor covalente din următoarele molecule: :S=C=S:, H—Br:. Apreciați polaritatea acestor molecule.

6. Se consideră următoarele molecule:



Identificați moleculele polare și moleculele nepolare. Argumentați răspunsul.

7. Se consideră elementele: $_{12}Mg$, $_{17}Cl$, $_{1}H$. Indicați configurația electronică a atomilor acestor elemente și indicați ce tip de legătură chimică se stabilește între atomii: Mg și Cl, Mg și H, Cl și Cl, Cl și H. Reprezentați formarea acestor legături prin simboluri Lewis.

CHIMIA... altfel

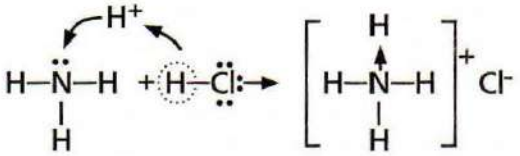
Experiment

• Aveți la mesele de laborator clorură de sodiu solidă, cristale de iod, toluen, tetraclorură de carbon, petrol lampant. Indicați un experiment prin care puteți demonstra că moleculele de toluen, de tetraclorură de carbon și moleculele din petrolul lampant sunt molecule nepolare.

3.4. Legătura covalentă coordinativă

În molecula de amoniac (NH_3), atomul de azot pune în comun cei trei electroni necuplaţi de pe ultimul strat, cu trei atomi de hidrogen şi se formează trei legături covalente simple polare.

Atomul de azot din amoniac mai are, în stratul de valenţă, o pereche de electroni neparticipanţi la legătură care poate fixa ionul H^+ desprins, de exemplu, din molecula acidului clorhidric.



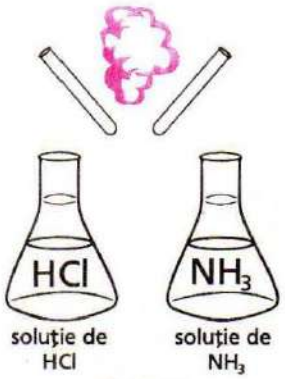


Fig 3.4.1. Formarea clorurii de amoniu

În noua legătură covalentă N—H, electronii puşi în comun provin de la atomul de azot. Atomul de azot este donorul de electroni, iar ionul de hidrogen este acceptorul de electroni.

Legătura covalentă coordinativă se reprezintă printr-o săgeată orientată de la atomul donor de electroni la atomul acceptor de electroni: $[H_3N{\rightarrow}H]^+$.

După formarea ionului amoniu (NH_4^+), nu mai există nici o diferenţă între cele patru legături covalente N—H.

Sarcina pozitivă a protonului (H^+) este distribuită pe întreg ionul poliatomic NH_4^+ şi nu este localizată la un atom.

Reţineţi

Legătura covalentă coordinativă este legătura covalentă în care electronii puşi în comun provin de la un singur atom. Atomul care pune în comun perechea de electroni se numeşte donor de electroni, iar celălalt atom care nu participă cu electroni la formarea legăturii se numeşte acceptor de electroni.

În amoniac, atomul de azot are un orbital dielectronic, iar ionul H^+ are orbitalul 1s neocupat cu electroni.

Orbitalul molecular de legătură al legăturii covalente coordinative N→H se formează prin întrepătrunderea orbitalului dielectronic al atomului de azot cu orbitalul 1s neocupat al ionului H^+.

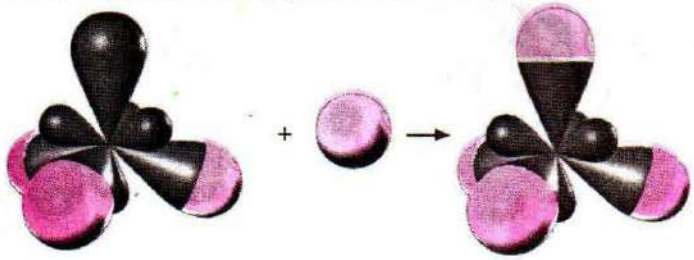
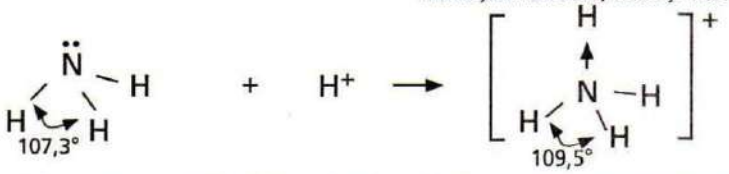


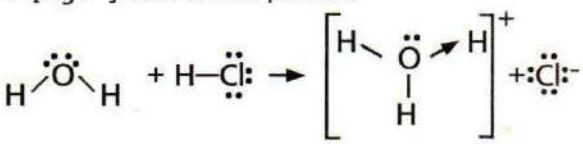
Fig 3.4.2. Reprezentarea orbitalilor moleculari de legătură din ionul NH_4^+



Prin urmare, orbitalul molecular de legătură, corespunzător unei legături covalente coordinative, se formează prin întrepătrunderea unui orbital dielectronic al donorului de electroni cu un orbital neocupat cu electroni al acceptorului de electroni.

Verificați și consolidați

Ionizarea acidului clorhidric la dizolvarea în apă implică formarea unei legături covalente coordinative. Explicați acest proces și arătați de ce ionul hidroniu [H_3O^+] este un ion pozitiv.



Legătura covalentă coordinativă este o legătură polară. Apare un deficit de electroni la donorul de electroni și o densitate electronică mărită la acceptorul de electroni.

De exemplu, legătura covalentă coordinativă N→H din ionul amoniu [NH_4^+] este polarizată astfel: $N^{\delta+}\rightarrow H^{\delta-}$.

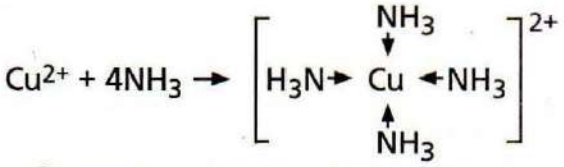
Curriculum diferențiat

Combinații complexe

Legătura covalentă coordinativă apare și în unii compuși ai metalelor, numiți combinații complexe.

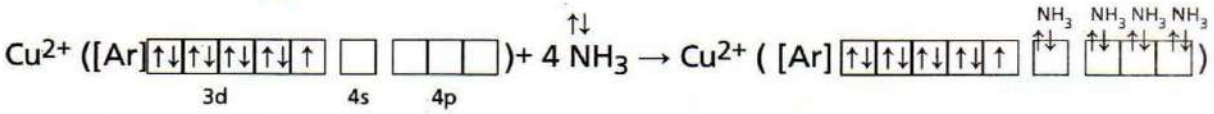
Să analizăm structura combinației complexe $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ denumită hidroxid de tetraaminocupru (II), a cărei obținere este indicată în experimentul A din fișa de laborator 3.4.3.

Ionul complex $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ este format din ionul Cu^{2+} legat prin patru legături covalente coordinative de patru molecule de amoniac.



Ionul Cu^{2+} este acceptorul de electroni, iar atomul de azot din amoniac, care posedă o pereche de electroni neparticipanți la legătură, este donorul de electroni.

$_{29}Cu$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 \rightarrow Cu^{2+}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 + 2e^-$



Forma, energia și orientarea orbitalilor 4s și 4p se modifică în momentul realizării legăturilor covalente coordinative.

Ionul Cu^{2+} participă la realizarea legăturilor covalente coordinative cu orbitalii neocupați 4s și 4p, având însă forme, energii și orientări modificate, iar atomul de azot participă cu orbitalul dielectronic de pe ultimul strat.

Fișa de laborator 3.4.3.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubricile 4 și 5 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

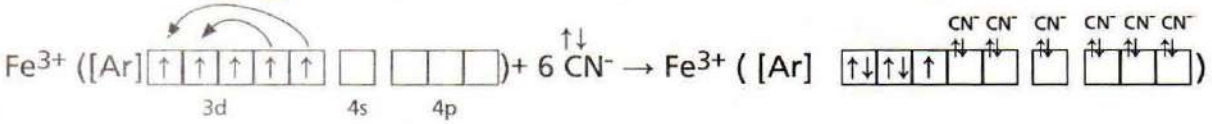
Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Obținerea $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$	· soluție de $CuSO_4$ · soluție de NH_3 · soluție de NaOH · eprubete	Într-o eprubetă, introduceți 1-2 mL soluție de $CuSO_4$ și adăugați în porții mici soluție de NaOH până la apariția unui precipitat. Adăugați soluție de NH_3 și agitați până la dispariția precipitatului.	$CuSO_4 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$ $Cu(OH)_2 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$ hidroxid de tetraaminocupru (II) Cu(OH) este un precipitat ..... $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ este ... în apă și are culoarea	Ionul complex $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ are culoarea .....
B. Obținerea $Na[Al(OH)_4]$	· soluție de $AlCl_3$ · soluție de NaOH	Într-o eprubetă, introduceți 1-2 mL soluție de $AlCl_3$ și adăugați în porții mici soluție de NaOH până la apariția unui precipitat. Adăugați în continuare soluție de NaOH până la dispariția precipitatului.	$AlCl_3 + NaOH \rightarrow$ ..... + ...+ $NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$ $Na[Al(OH)_4]$ este solubil în ..... $Na[Al(OH)_4]$ are denumirea: tetra..... de sodiu	Ionul complex $[Al(OH)_4]^-$ este .....
C. Obținerea $[Ag(NH_3)_2]OH$	· soluție de $AgNO_3$ · soluție de NaOH · soluție de NH_3	Într-o eprubetă, introduceți 1-2 mL soluție de $AgNO_3$ și adăugați în porții mici soluție de NaOH până la apariția unui precipitat. Adăugați, apoi, soluție de NH_3 până la dispariția precipitatului.	$2AgNO_3 + 2NaOH \rightarrow 2NaNO_3 + Ag_2O + H_2O$ $Ag_2O + H_2O + 4NH_3 \rightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH$ $[Ag(NH_3)_2]OH$ este solubil în ..... $[Ag(NH_3)_2]OH$ are denumirea	Ionul complex $[Ag(NH_3)_2]^+$ este ..... $[Ag(NH_3)_2]OH$ se numește reactiv Tollens.

În combinația complexă $K_3[Fe(CN)_6]$, numită hexacianoferat (III) de potasiu, ionul complex $[Fe(CN)_6]^{3-}$, este format din ionul Fe^{3+} legat prin 6 legături covalente coordinative de 6 ioni cianură (CN^-).

$$Fe^{3+} + 6\ {}^-:C\equiv N: \rightarrow [Fe(CN)_6]^{3-}$$

Ionul Fe^{3+} este acceptorul de electroni, iar atomul de carbon din ionul CN^-, este donorul de electroni.

$$_{26}Fe:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 \rightarrow Fe^{3+}:\ 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 + 3e^-$$



Forma, energia și orientarea orbitalilor 3d, 4s, 4p sunt modificate.

Ionul Fe^{3+} participă la realizarea legăturilor covalente coordinative cu orbitalii neocupați cu electroni din substraturile 3d, 4s și 4p, având forme, energii și orientare modificate.

O combinație complexă este compusă dintr-un ion metalic, numit ion central, care este unit prin legătură covalentă coordinativă de particule (molecule sau ioni) de ligand. Liganzii pot fi:

- molecule care au atomi cu perechi de electroni neparticipanți la legătură: NH_3, H_2O, CO, molecule organice etc.;
- ionii negativi: F^-, Cl^-, Br^-, I^-, HO^-, ^-CN, ^-SCN etc.

Numărul de particule de ligand care se leagă covalent coordinativ de ionul central se numește număr de coordinare.

De exemplu, în $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ numărul de coordinare este 4, iar în $K_3[Fe(CN)_6]$ numărul de coordinare este 6.

Formează combinații complexe ionii metalici cu volum mic și care posedă orbitali liberi, în care pot accepta electronii neparticipanți ai ligandului.

Sarcina electrică a ionului complex este determinată de sarcina particulelor (molecule sau ioni) componente.

Dacă ligandul este o moleculă, sarcina ionului complex este egală cu sarcina ionului metalic. De exemplu, sarcina electrică a ionului complex $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ este:

+2 (sarcina electrică a ionului Cu^{2+}) + 4 · 0 (sarcina electrică a moleculei NH_3) = +2

Dacă ligandul este un ion negativ, sarcina ionului complex este egală cu suma algebrică a sarcinilor ionilor componenți.

De exemplu, sarcina electrică a ionului complex $[Fe(CN)_6]^{3-}$ este:

+3 (sarcina electrică a ionului Fe^{3+}) + 6 (-1) (sarcina electrică a ionului ^-CN) = -3

Denumirea unei combinații complexe ține seama de structura ei. Dacă ionul central este un cation (ion pozitiv), denumirea combinației complexe se stabilește după regula:

numele ionului care neutralizează sarcina ionului complex + de + numărul particulelor de ligand + numele ligandului + numele metalului central + valența metalului

De exemplu: combinația complexă $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$ are denumirea: hidroxid de tetraaminocupru (II).

Dacă ionul complex este un anion (ion negativ), denumirea combinației complexe se stabilește după regula:

Știați că...

Unele combinații complexe sunt frumos colorate și, din acest motiv, se utilizează în chimia analitică la identificarea unor ioni metalici.

Unele combinații complexe participă la procesele biologice din organismele vii. De exemplu, hermina este pigmentul din globulele roșii ale sângelui, clorofila este cea care produce culoarea verde a plantelor și are un rol important în procesul de fotosinteză.

numărul de particule de ligand + numele ligandului + cuvânt terminat în "at" derivat din numele metalului central + valenţa metalului + de + numele cationului

De exemplu, combinaţia complexă $K_3[Fe(CN)_6]$ are denumirea: hexacianoferat (III) de potasiu.

Combinaţiile complexe sunt compuşi ionici. Între ionul complex şi ionul care neutralizează sarcina ionului complex se stabileşte o legătură ionică.

Verificaţi şi consolidaţi

Efectuaţi experimentele B şi C din fişa de laborator 3.4.3. şi indicaţi denumirea combinaţiilor complexe preparate.

Aplicaţii

1. Completaţi spaţiile libere.

a) Electronii puşi în comun într-o legătură covalentă coordinativă provin de la ..... de electroni.

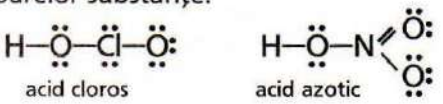
b) Donorul de electroni este un atom care posedă un orbital ocupat cu ..... electroni.

c) Acceptorul de electroni este un atom sau un ion care posedă un orbital .....

d) Realizarea unei legături covalente coordinative presupune întrepătrunderea unui orbital ..... al donorului de electroni cu un orbital neocupat cu electroni al ..... de electroni.

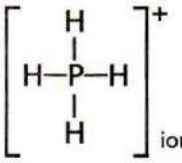
e) Legătura covalentă coordinativă este o legătură .....

2. Se consideră formulele structurale ale următoarelor substanţe:



acid cloros

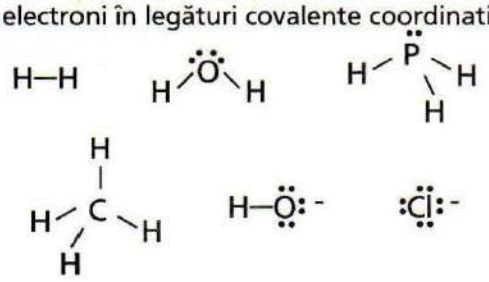
acid azotic



ion fosfoniu

Identificaţi legăturile covalente coordinative, atomul donor de electroni şi atomul acceptor de electroni din fiecare moleculă şi completaţi formulele structurale indicând prin săgeţi legăturile covalente coordinative.

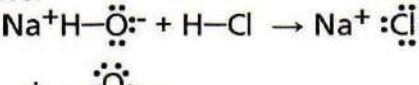
3. Alegeţi dintre substanţele de mai jos pe acelea care conţin atomi ce ar putea fi donori de electroni în legături covalente coordinative.

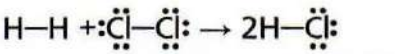


4. Explicaţi formarea ionului $[BF_4]^-$ conform ecuaţiei: $BF_3 + F^- \rightarrow [BF_4]^-$.

5. Explicaţi dacă este posibilă reacţia dintre BF_3 şi NH_3.

6*. Alegeţi reacţiile a căror desfăşurare implică realizarea unei legături covalente coordinative.

a) 

b) 

c) $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow Na[Al(OH)_4]$

7.* Determinaţi masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ necesară obţinerii a 40 mmoli $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$.

Test de evaluare

3p **1.1.*** Completaţi spaţiile libere din enunţurile de mai jos.

a) Legătura covalentă se formează prin ..... în comun de electroni, de regulă, între doi atomi de .....

b) Legătura covalentă nepolară presupune repartizarea ..... a electronilor puşi în comun între cei doi atomi şi se stabileşte între doi atomi .....

c) Dacă electronii puși în comun nu sunt simetric repartizați între cei doi atomi, legătura covalentă este .....

d) Legătura covalentă A—B este mai polară, dacă diferența dintre electronegativitățile elementelor A și B este mai .....

e) Într-o legătură covalentă polară, electronii puși în comun sunt deplasați spre atomul cu electronegativitate mai .....

f) În legătura covalentă coordinativă, perechea de electroni pusă în comun provine de la un ..... atom.

3p **2.2.*** Se consideră elementele: $_7N$, $_1H$, $_8O$, $_6C$, $_{17}Cl$.

a) Reprezentați legăturile chimice din următoarele molecule: N_2, H_2O, CO_2, HCl și precizați natura lor.

b) Indicați care dintre molecule sunt polare și care sunt nepolare și argumentați alegerea făcută.

1p **3.3.*** Indicați natura legăturilor chimice din clorura de amoniu (NH_4Cl).

1p **4.4.*** Calculați masa de H_2S care conține $96{,}352 \cdot 10^{23}$ electroni puși în comun.

1p **5.5.*** Alegeți afirmațiile corecte referitoare la moleculele: P_4 și Cl_2:

a) atomii componenți sunt uniți prin legături covalente simple nepolare;

b) atomii componenți sunt uniți prin legături duble și triple nepolare;

c) sunt molecule polare;

d) sunt molecule nepolare.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

CHIMIA... altfel

Rebus

• Completați următorul aritmogrif și veți găsi pe verticală numele unei legături chimice foarte des întâlnită în compușii din organismele vii.

1. Acest mod de a utiliza electronii reprezintă modul de realizare a legăturii covalente.

2. Legătura covalentă din apă.

3. Se reprezintă printr-o liniuță așezată între cei doi atomi legați covalent.

4. Cele fracționare întâlnite la o legătură covalentă polară se notează cu δ.

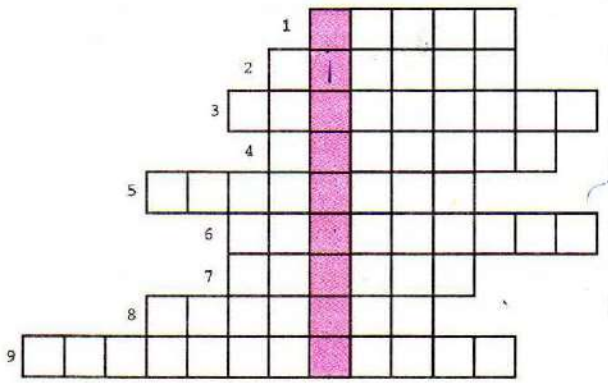
5. Legătura covalentă din molecula de azot sau hidrogen.

6. Se pun în comun între atomii a două nemetale.

7. Acest gen de legătură presupune transferul de electroni de la un atom de metal la un atom de nemetal.

8. Cel molecular se obține prin întrepătrunderea a doi orbitali atomici.

9. Acest gen de legătură covalentă presupune o participare inegală cu electroni a atomilor.



3.5. Interacţiuni intermoleculare

Legătura ionică şi legătura covalentă sunt legături chimice puternice. Ele se stabilesc între atomi prin intermediul electronilor de valenţă şi influenţează principalele proprietăţi fizice şi chimice ale substanţelor.

Între moleculele substanţelor se stabilesc interacţiuni slabe, de natură fizică, numite interacţiuni intermoleculare. Ele influenţează proprietăţile fizice ale substanţelor moleculare şi sunt modificate prin dizolvare sau schimbarea stării de agregare.

Interacţiunile intermoleculare sunt:

- legătura de hidrogen;
- forţe van der Waals: • forţe dipol - dipol;
  • forţe de dispersie.

Cea mai puternică interacţiune intermoleculară este **legătura de hidrogen**.

Tabelul 3.5.1.

Substanţa	NH_3	H_2O	HF
Punct de fierbere	-77,75°C	100°C	19,5°C
Masa moleculară	17	18	20
Substanţa	PH_3	H_2S	HCl
Punct de fierbere	-87,8°C	-60,5°C	-84,5°C
Masa moleculară	34	34	36,5

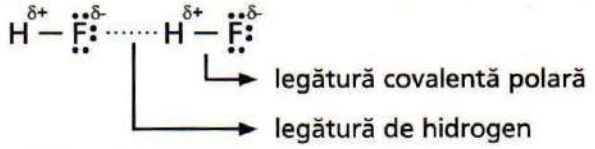
Analizând datele din tabelul 3.5.1. se observă că hidrurile elementelor din perioada 2 (NH_3, H_2O, HF) au punctele de fierbere cu mult mai mari decât hidrurile elementelor din perioada 3 (PH_3, H_2S, HCl), deşi au mase moleculare mai mici decât acestea.

Această observaţie conduce la concluzia că moleculele primelor hidruri (NH_3, H_2O, HF) sunt unite între ele prin interacţiuni mai puternice decât moleculele celorlalte hidruri (PH_3, H_2S, HCl).

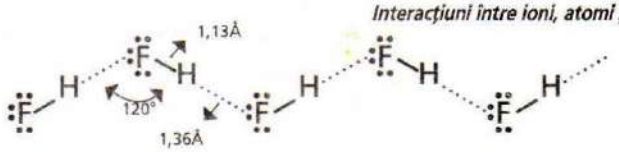
Aceste interacţiuni sunt numite legături de hidrogen. Ele unesc moleculele în asociaţii de tipul $(HF)_n$, $(H_2O)_n$, $(NH_3)_n$.

În molecula acidului fluorhidric (HF), legătura covalentă H—F este puternic polară. Electronii puşi în comun sunt mult deplasaţi spre atomul de fluor, element cu electronegativitatea cea mai mare.

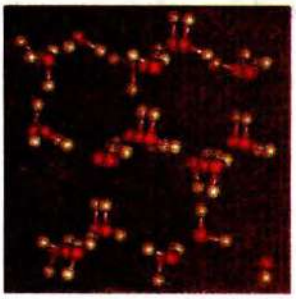
Ca urmare, nucleul atomului de hidrogen este parţial dezgolit de electroni. Se poate stabili o forţă de atracţie electrostatică între acest nucleu şi o pereche de electroni de la atomul de fluor din altă moleculă de acid fluorhidric.



Astfel, moleculele de acid fluorhidric vor fi asociate între ele, ceea ce explică punctul de fierbere ridicat al acidului fluorhidric. Asocierea moleculară $(HF)_n$ are o structură în zig-zag.



Reţineţi **Legătura de hidrogen constă în atracţia electrostatică care se stabileşte între nucleul atomului de hidrogen parţial dezgolit de electroni şi o pereche de electroni neparticipanţi la legătura de la un atom puternic electronegativ şi cu rază mică.**



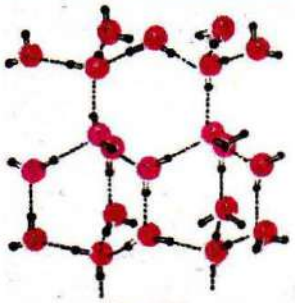
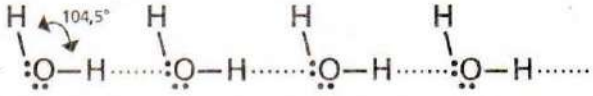


Fig. 3.5.2. Aranjamentul moleculelor de apă în gheaţă

Condiţia formării unei legături de hidrogen puternice este ca legătura H—X să fie puternic polară, iar acest aspect se realizează dacă elementul X este fluor (F), oxigen (O) sau azot (N).

În molecula de apă (H_2O), legătura covalentă H—O este puternic polară, atomul de oxigen fiind puternic atrăgător de electroni.

În apă lichidă, moleculele sunt asociate prin legături de hidrogen în felul următor:



Se observă că fiecare moleculă de apă este implicată în două legături de hidrogen, cu atomul de hidrogen şi cu o pereche de electroni de la atomul de oxigen.

Din această cauză, apa are un punct de fierbere ridicat (+100°C).

În apa solidă (în gheaţă), se găseşte un număr de legături de hidrogen aproape dublu decât în apa lichidă. Fiecare moleculă de apă din gheaţă este unită de alte patru molecule vecine prin patru legături de hidrogen. Două legături de hidrogen sunt realizate prin intermediul atomilor de hidrogen, iar celelalte două prin intermediul perechilor de electroni de la atomul de oxigen.

Astfel, fiecare atom de oxigen este înconjurat tetraedric de alţi patru atomi de oxigen (fig. 3.5.2.). Din cauza acestui aranjament al moleculelor de apă, gheaţa are o structură afânată (cu goluri), cu geometrie hexagonală.

Realizarea numărului dublu de legături de hidrogen începe de la temperatura de +4°C. Moleculele de apă încep să se distanţeze între ele şi să se aranjeze astfel încât să permită realizarea celor patru legături de hidrogen pentru fiecare moleculă de apă. Din această cauză, pe măsură ce temperatura scade între +4°C şi 0°C, volumul apei se măreşte treptat. De aceea, gheaţa are densitatea mai mică decât a apei lichide şi pluteşte deasupra apei. Apa cu temperatura de +4°C are densitatea cea mai mare.

Această structură a gheţii explică şi punctul de topire ridicat al apei (0°C).

Legăturile covalente N—H sunt mai puţin polare decât legăturile O—H pentru că azotul are electronegativitate mai mică decât oxigenul.

De aceea, legăturile de hidrogen datorate grupelor N—H sunt mai slabe.

INFO plus

Constanta	Valoarea
Punctul de topire	0°C
Punctul de fierbere	+100°C
Densitatea maximă la +4°C	1 g/cm^3
Densitatea la 25°C	0,99701 g/cm^3
Densitatea gheţii	0,917 g/cm^3

Explicaţi variaţia punctelor de fierbere la următoarele substanţe organice: $CH_3—NH_2$ (metilamina), p.f. = -6,7°C şi $CH_3—OH$ (metanol), p.f. = +64,7°C.

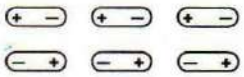
Forţe van der Waals sunt interacţiunile dipol - dipol, numite şi forţe sau legături dipol - dipol, şi forţele de dispersie, numite şi forţe London.

Forţele van der Waals sunt forţe de atracţie slabe, care se manifestă pe distanţe mici, pentru că scad foarte repede odată cu creşterea distanţei dintre molecule.

Reţineţi

Interacţiunea dipol - dipol constă în atracţia electrostatică ce se stabileşte între polii de semn contrar ai moleculelor polare.

Molecula acidului clorhidric (HCl) este o moleculă polară $H^{\delta+}—Cl^{\delta-}$, cu polul negativ spre atomul de clor şi polul pozitiv spre atomul de hidrogen. Molecula polară se poate reprezenta mai simplu astfel: ⊕ ⊖



Schema 3.5.3. Aranjamentul moleculelor polare

Moleculele polare de acid clorhidric sunt asociate prin slabe atracţii electrostatice, care le determină o orientare paralelă şi coliniară.

Interacţiunile dipol - dipol cresc cu creşterea polarităţii moleculei şi scad foarte repede cu distanţa. Sunt interacţiuni mai slabe decât legăturile de hidrogen.

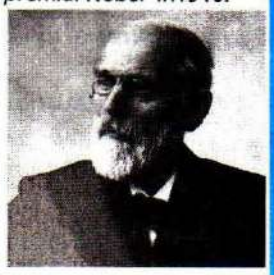
Verificaţi consolidaţi

Explicaţi variaţia punctelor de fierbere la substanţele: PH_3, p.f. = -87,7°C şi H_2S, p.f. = -60,3°C.

Reţineţi

Forţele de dispersie sunt forţe de atracţie foarte slabe ce se stabilesc între toate tipurile de molecule. La moleculele nepolare este singurul tip de forţe atractive dintre molecule.

Johannes Diderik van der Waals (1837-1923), fizician olandez, a fost profesor la Universitatea din Amsterdam. Are contribuţii importante în fizica moleculară şi termodinamică, a studiat forţele de atracţie dintre moleculele fluidelor, a cercetat comportarea fluidelor reale. A primit premiul Nobel în1910.



Forţele de dispersie se exercită între atomii gazelor nobile în stare solidă şi lichidă.

Forţele de dispersie sunt mai slabe decât interacţiunile dipol - dipol şi scad, ca şi acestea, foarte repede cu distanţa, manifestându-se numai între moleculele imediat vecine. Forţele de dispersie cresc cu creşterea masei moleculare.

De exemplu, gazele nobile au puncte de topire foarte mici, care cresc cu creşterea masei atomice.

Substanţa	He	Ne	Ar	K	Xe
Masa atomică	4	20	40	84	131
p.t. (°C)	-272,1	-248,6	-189,4	-156,4	-111,5

Tăria interacţiunilor intermoleculare scade în ordinea:

legătura de hidrogen > interacţiunea dipol - dipol > forţe de dispersie.

Legătura de hidrogen este de 10 ori mai slabă decât legătura covalentă.

La moleculele polare, interacţiunile dintre molecule reprezintă o însumare a forţelor de dispersie slabe şi a interacţiunii dipol - dipol mai puternice. De exemplu, în seria hidracizilor HCl, HBr, HI, punctele de topire cresc în ordinea: HCl < HBr < HI.

Tabelul 3.5.4.

Substanța	HCl	HBr	HI
p.t. (°C)	- 114,8	- 86,9	- 50,9
Masa moleculară	36,5	81	128
Forțe de dispersie	cresc →		
Interacțiuni dipol - dipol	scad →		
Interacțiunea totală	crește →		

Între moleculele apei se stabilesc toate cele trei tipuri de interacțiuni intermoleculare, legătura de hidrogen fiind însă cea mai puternică. Ea determină proprietățile fizice ale apei.

Verificați și consolidați

Indicați tipul interacțiunilor moleculare care se întâlnesc la următoarele substanțe: HF, HCl, S_8, H_2S, Cl_2, Ar.

Pentru că interacțiunile intermoleculare sunt slabe, punctele de topire și de fierbere ale substanțelor formate din molecule sunt mici sau foarte mici, multe dintre aceste substanțe fiind lichide sau gaze la temperatura obișnuită. De asemenea, aceste substanțe au durități mici și o solubilitate apreciabilă în solvenți potriviți.

Aplicații

1. Completați spațiile libere.

a) Interacțiunile intermoleculare sunt mai slabe ..... decât legăturile chimice.

b*) Cea mai puternică interacțiune intermoleculară este leg. H ....., iar cea mai slabă este dispersia .....

c) Legătura de hidrogen este o atracție prot. ce se stabilește între nucleul atomului de H ..... parțial dezgolit de e ..... și o pereche de electroni neparticipanți la legătură de la un atom cu electronegativitate mare ..... și cu raza mare .....

d*) Interacțiunea dipol - dipol este o forță de atracție electrostatică ce se stabilește între poli ..... de semn contrar ai moleculelor polare .....

e*) Forțele de dispersie ..... sunt forțe de interacțiune foarte slabe care se stabilesc între toate tipurile de molecule.

f) Între moleculele de apă (H_2O) se stabilesc toate tipurile de interacțiuni intermoleculare, cea mai puternică fiind leg. de H .....

2. Alegeți seriile formate numai din substanțe între moleculele cărora se stabilesc legături de hidrogen.

a) HF, HCl, HBr;
b) HF, H_2O, NH_3;
c) H_2O, CH_3OH, CH_3NH_2;
d) H_2O, P_4, HCl;
e) NH_3, Mg, Na_2O.

3. Acizii HF și HCl în stare solidă au unul din punctele de topire: - 112°C și - 83°C. Asociați fiecărui acid punctul de topire corespunzător și argumentați alegerea făcută.

4.* Asociați fiecărei substanțe din șirul A, tipul important de interacțiune intermoleculară din șirul B.

A: HF, N_2, HCl; B: forțe de dispersie, interacțiuni dipol - dipol, legătură de hidrogen.

5.* Alegeți seriile de substanțe între moleculele cărora se stabilesc aceleași tipuri de interacțiuni intermoleculare. Argumentați alegerea făcută.

a) F_2, Ar, H_2;
b) KCl, H_2O, P_4;
c) H_2O, HF, NH_3;
d) HCl, H_2S, HI;
e) I_2, H_2, K;
f) He, CH_3OH, Br_2.

6.* Grafitul are o rețea hexagonală stratificată. Interacțiunile dintre planele de atomi de carbon sunt foarte slabe și determină clivajul. De ce tip este această interacțiune?

7.* Se consideră substanța A cu masa molară 34g/mol și compoziția procentuală 91,17%P și 8,82%H.

a) Determinați formula chimică a substanței A.

b) Reprezentați legăturile chimice din molecula substanței A.

c) Indicați tipul interacțiunii intermoleculare ce se stabilește între moleculele substanței A.

8.* Se consideră substanțele: SiO_2 (dioxid de siliciu), CO_2 (dioxid de carbon), H_2O (apă).

a) Alegeți substanța A ce prezintă între moleculele sale numai forțe de dispersie.

b) Dintre următoarele substanțe: CS_2 (sulfură de carbon), H_2S (acid sulfhidric), SiC (carbura de siliciu), alegeți substanța B, care prezintă , între moleculele sale, același tip de interacțiune ca și substanța A.

c) Reprezentați legăturile chimice din moleculele A și B.

d) Indicați compoziția procentuală a substanței A.

9.* Alegeți din fiecare serie de substanțe pe aceea care are punctul de topire mai ridicat. Argumentați alegerea făcută.

a) H_2O, HCl; c) P_4, H_2;

b) He, Ar; d) HF, O_2.

10.* Aranjați substanțele din următoarele serii în ordinea creșterii punctului de topire.

a) H_2, H_2O, Cl_2;

b) O_2, He, P_4;

c) Cl_2, Br_2, I_2.

11.* Completați următorul tabel după modelul dat și alegeți sensul de variație al punctelor de topire:

Substanța	Natura legăturii covalente din cadrul moleculei	Polaritatea moleculei	Interacțiunea intermoleculară	Variația punctului de topire
H_2	nepolară	nepolară	forțe de dispersie	crește ↓ / descrește ↑
O_2				
HCl				
H_2O				

Test de evaluare

3p **1.*** Alegeți variantele corecte.

a) Interacțiunile intermoleculare se stabilesc *între atomii gazelor nobile sau moleculele altor substanțe/atomii nemetalelor.*

b) Legătura de hidrogen este cea mai *slabă/puternică* interacțiune intermoleculară.

c) Legătura de hidrogen este mai *slabă/puternică* decât legătura covalentă.

d) Între moleculele nepolare sau între atomii gazelor nobile se exercită *forțe de dispersie/toate tipurile de interacțiuni intermoleculare.*

e) Între moleculele de apă se exercită *numai legături de hidrogen/toate tipurile de interacțiuni intermoleculare.*

f) Substanțele formate din molecule se află la temperatura obișnuită în *toate stările de agregare/numai în stare solidă.*

1p **2.*** Explicați de ce apa se topește la 0°C, în timp ce dioxidul de carbon (CO_2) se topește la -78,45°C.

1p **3.*** Alegeți substanța cu punctul de fierbere cel mai ridicat: HF, F_2, Ne.

1p **4.*** Alegeți substanța cu punctul de topire cel mai ridicat: S_8, Cl_2, Ne.

1p **5.*** Aranjați substanțele: N_2, H_2, HBr, H_2O în ordinea creșterii punctului de topire.

2p **6.*** Referitor la substanțele: H_2O (apă), CH_4 (metan), H_2S (acid sulfhidric) sunt corecte afirmațiile:

a) legăturile H - nemetal sunt legături covalente polare;

b) toate trei au molecule nepolare;

c) între moleculele lor se exercită aceleași tipuri de interacțiuni intermoleculare;

d) două dintre ele au molecule polare;

e) cele mai puternice interacțiuni se exercită între moleculele de apă și cele mai slabe între moleculele de metan;

f) între moleculele polare de H_2S se stabilesc forțe de dispersie și forțe dipol - dipol.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

Capitolul 4
STAREA GAZOASĂ

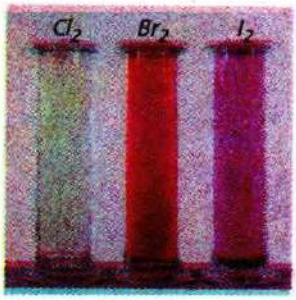
4.1. Ecuația de stare a gazelor

"Mintea omenească nu poate înțelege bine un fenomen decât dacă îl poate reprezenta prin model mecanic."

(Lord Kelvin)

- Câte molecule de dioxid de carbon sau de oxigen încap într-un pahar?
- De ce se umflă mingea uitată la soare?

4.1. Ecuaţia de stare a gazelor



NO_2

Fig. 4.1.1.
Substanţe în starea gazoasă

Gazele sunt alcătuite din atomi sau molecule şi pot fi clasificate în:

- monoatomice: gazele nobile (He, Ne, Ar etc.);
- diatomice: (F_2, Cl_2, N_2,O_2, H_2, CO etc.);
- poliatomice: (CO_2, SO_2, SO_3,NH_3, O_3 etc.).

În gaze, în general, moleculele pot fi considerate izolate pentru că prezintă interacţiuni slabe între ele.

Aceste forţe de coeziune slabe sunt de tip: forţe de dispersie, pentru moleculele nepolare, la care se adaugă şi interacţiuni dipol - dipol, pentru moleculele polare, iar, în unele cazuri, şi legături de hidrogen.

Aceste forţe scad foarte repede cu distanţa. Se manifestă, de obicei, în momentul ciocnirii dintre două molecule şi se anulează, practic, după îndepărtarea moleculelor. La presiuni mici şi temperaturi mai mari, aceste interacţiuni sunt practic neglijabile. La presiuni mari şi temperaturi scăzute, în apropierea punctului de lichefiere, forţele de coeziune devin semnificative şi determină apariţia stării lichide.

Mişcarea moleculelor unui gaz este dezordonată. După fiecare ciocnire cu altă moleculă sau cu peretele vasului, se schimbă traiectoria mişcării.

Mişcarea haotică a particulelor şi interacţiunile neglijabile dintre ele determină principalele proprietăţi ale gazelor.

Reţineţi

Gazele:
- nu au volum propriu şi nici formă proprie (ocupă tot spaţiul ce le stă la dispoziţie şi iau forma vasului în care se află);
- difuzează unele în altele;
- se amestecă în orice proporţie;
- străbat orificii foarte fine ale unor materiale poroase;
- se pot comprima uşor;
- exercită presiune asupra pereţilor vasului în care se găsesc.

Fizicianul englez James Clark Maxwell a introdus un model simplificat numit **modelul gazului ideal (gaz perfect)** cu ajutorul căruia să se poată studia mai uşor comportarea unui gaz în diferite condiţii.

Reţineţi

Caracteristicile esenţiale ale gazului ideal sunt următoarele:
- distanţele dintre molecule sunt mult mai mari decât dimensiunile acestora;
- forţele de interacţiune dintre molecule sunt neglijabile;
- presiunea gazului este determinată numai de ciocnirea dintre molecule şi pereţii vasului, neglijându-se ciocnirile intermoleculare.

În realitate, moleculele de gaz au volum bine determinat, care nu este de neglijat. De asemenea, ciocnirile intermoleculare modifică presiunea pe care o exercită moleculele de gaz asupra pereţilor vasului în care se află.

Un gaz real, în condiţii de temperaturi înalte şi presiuni joase, se apropie de modelul gazului ideal.

Parametrii de stare

Totalitatea proprietăţilor fizice, la un moment dat, determină starea unui gaz. Pentru a o caracteriza, trebuie cunoscut un număr minim

de mărimi fizice independente, **numite parametrii de stare**. Parametrii ce caracterizează complet starea gazului ideal sunt: presiunea (p), temperatura (T), volumul (V).

Variația uneia dintre cele trei mărimi atrage după sine și modificarea celorlalte două. De asemenea, este necesară cunoașterea numărului de moli sau a masei gazului.

Fig. 4.1.2. Termometre

Temperatura este mărimea fizică ce măsoară starea de încălzire a unui corp. Prin creșterea temperaturii unui gaz, crește energia cinetică a particulelor și, implicit, viteza acestora.

Unitatea de măsură pentru temperatură este gradul.

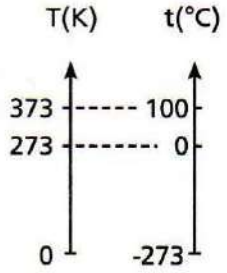
Se utilizează frecvent două scări de temperatură: scara Kelvin, admisă în SI, și scara Celsius, folosită în practică. Punctele reprezentative pe scara Celsius au fost alese astfel:

- punctul de topire al gheții: 0°C;
- punctul de fierbere al apei: 100°C.

Corespondența dintre cele două scări este reprezentată în schema 4.1.3.

Așadar, gheața se topește la temperatura de 0°C sau 273K și apa fierbe la temperatura de 100°C sau 373K.

Legătura dintre cele două scări termometrice este dată de relația: $T(K) = 273 + t\,(°C)$.



Schema 4.1.3. Corespondența între scara Celsius și scara Kelvin

Volumul are ca unitate de măsură în SI metrul cub (m^3). O altă unitate de măsură des utilizată pentru volumul lichidelor și al gazelor este **litrul** (L). Corespondența dintre cele două unități de măsură este dată de relația:

$1dm^3 = 1L$

Deci: $1m^3 = 1000dm^3 = 1000L$

$1dm^3 = 1000cm^3 = 1L = 1000mL$ sau $1cm^3 = 1mL$

Presiunea este definită de relația: $p = \frac{F}{S}$,

unde F este forța cu care gazul acționează perpendicular pe o suprafață de mărime S a incintei.

Particulele de gaz, în mișcarea lor dezordonată, se ciocnesc de pereții vasului, exercitând presiune asupra recipientului în care se află. Experimental, se constată că presiunea crește cu:

- creșterea numărului de molecule din unitatea de volum;
- creșterea temperaturii (a vitezei moleculelor).

Presiunea se poate măsura cu barometrul sau cu manometrul.

Fig. 4.1.4. Aparat de măsurat presiunea (manometru)

Unitatea de măsură pentru presiune în SI este $\frac{N}{m^2}$. O altă unitate de măsură, utilizată în practică, este atmosfera (atm).

$$1atm = 101325\frac{N}{m^2} = 1,013 \cdot 10^5\ \frac{N}{m^2}$$

Presiunea se poate măsura și în mmHg (milimetri coloană de mercur): 1atm = 760mmHg.

Numărul de moli de gaz (ν) se calculează după relația: $\nu = \frac{m}{\mu}$, unde m este masa gazului, iar μ este masa molară (masa unui mol).

Amedeo Avogadro (1776 - 1856), fizician și chimist italian, a descoperit în 1811 legea care-i poartă numele, pe baza căreia a elaborat o metodă de determinare a maselor moleculare și atomice ale substanțelor.

Într-un mol se află numărul lui Avogadro ($6,022 \cdot 10^{23}$) molecule.

Volumul propriu al moleculelor unui gaz este considerat neglijabil pentru că razele moleculare sunt mult prea mici în comparație cu distanța dintre molecule. Moleculele de gaz sunt considerate puncte de masă. De aceea, în determinarea volumului propriu al unui gaz, natura lui chimică nu are importanță.

Cu alte cuvinte, același număr de moli, din gaze diferite, ocupă în aceleași condiții de temperatură și presiune volume egale.

Reținеți

Volumul ocupat de un mol din orice gaz în condiții identice de temperatură și presiune este același și se numește volum molar, V_m.

Temperatura de 0°C sau 273K și presiunea de 1 atm sunt considerate condiții normale (c.n.) de temperatură și presiune și sunt notate cu T_0 și p_0.

În condiții normale de temperatură și presiune, volumul molar al oricărui gaz este $V^0_m = 22,4\ dm^3/mol$.

Deci: $$V_m^0 = 22,4\ \frac{dm^3}{mol} = 22,4\ \frac{L}{mol} = 22,4\ \frac{m^3}{kmol}$$

Pentru o cantitate bine determinată de gaz (ν=constant), având într-o stare dată presiunea p, temperatura T și ocupând volumul V, s-a demonstrat experimental și teoretic că modificarea unui parametru de stare (p, V sau T) determină o modificare a celorlalți doi, așa încât să fie îndeplinită condiția:

$$\frac{pV}{T} = \text{constant}$$

Astfel, la trecerea unui gaz, ce conține ν moli, din starea 1 (caracterizată prin parametrii p_1, V_1, T_1), în starea 2 (caracterizată prin p_2, V_2, T_2) se respectă relația:

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$$

La transformarea a ν moli de gaz din condiții normale (p_0, V_0, T_0) în altă stare (p, V, T), se respectă relația:

$$\frac{p_0V_0}{T_0} = \frac{pV}{T}$$

Volumul V_0 ocupat de ν moli de gaz în condiții normale, 0°C și 1atm, este de ν ori mai mare decât volumul ocupat de 1 mol de gaz în aceleași condiții:

$$V_0 = \nu V_m^0$$

Înlocuind în relația anterioară, se obține:

$$\frac{p_0V_m^0\nu}{T_0} = \frac{pV}{T}$$

Raportul $\frac{p_0V_m^0}{T_0}$ este constant, indiferent de natura gazului, și reprezintă constanta universală a gazelor perfecte, notată cu R.

$$R = \frac{p_0V_m^0}{T_0}$$

Valoarea lui R depinde de unitățile de măsură alese pentru parametrii de stare. Dintre acestea, cele mai utilizate sunt:

$$R = \frac{1\text{atm} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}{273\text{K}} = 0,082 \frac{\text{dm}^3 \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \text{ sau } 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{1\text{atm} \cdot 22,4 \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}}}{273\text{K}} = 0,082 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{atm}}{\text{Kmol} \cdot \text{K}}$$

$$R = \frac{1,013 \cdot 10^5 \frac{\text{N}}{\text{m}^2} \cdot 22,4 \frac{\text{m}^3}{\text{kmol}}}{273\text{K}} = 8,31 \frac{\text{kJ}}{\text{kmol} \cdot \text{K}} \quad (1\text{J} = 1\text{N} \cdot \text{m})$$

Înlocuind raportul $\frac{p_0 V_m^0}{T_0} = R$ în ecuația de stare rezultă $pV = \nu RT$.

Reţineţi **Relația pV = νRT face legătura între cei trei parametri de stare ai unui gaz. Ea reprezintă ecuația de stare a gazelor ideale sau ecuația termică de stare.**

Verificați și consolidați

Determinați numărul de moli de aer care s-au introdus în anvelopa unui autoturism cu volumul de 20 L, la temperatura de 20°C și presiunea de 2,2 atm.

Densitatea unui corp de masă m și volum V este definită de relația:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

și se măsoară în $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ sau $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3} = \frac{\text{g}}{\text{L}}$

Calculul densității unui gaz nu necesită măsurarea practică a masei și a volumului gazului, care sunt determinări incomode.

Știind că un mol de gaz, cu masa molară μ, ocupă în condiții normale de temperatură și presiune (c.n.) volumul $V^0_m = 22,4\ \text{dm}^3$, densitatea în c.n. ($\rho_0$) a acestui gaz se calculează astfel:

$$\rho_0 = \frac{\mu}{V_m^0}$$

De exemplu, densitatea oxigenului în c.n. este:

$$\rho_{O_2} = \frac{\mu_{O_2}}{V_m^0} = \frac{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = 1,42 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Verificați și consolidați

Calculați densitatea în c.n. (ρ_0) pentru: amoniac (NH_3), dioxid de carbon (CO_2), metan (CH_4).

Dacă gazul se află în alte condiții de temperatură și presiune decât cele normale, densitatea lui se calculează după relația:

$$\rho = \frac{\mu}{V_m}$$

unde V_m este volumul ocupat de un mol de gaz în condițiile date de temperatură și presiune.

V_m se obține din $pV=\nu RT$, care pentru $\nu=1$ mol devine: $pV_m=RT$.

$$V_m = \frac{RT}{p}$$

Așadar, densitatea unui gaz se poate calcula după relația:

$$\rho = \frac{\mu}{V_m} = \frac{\mu}{\frac{RT}{p}} = \frac{\mu p}{RT}$$

De exemplu, densitatea oxigenului la 27°C și 3 atm este:

$$\rho_{O_2} = \frac{\mu_{O_2} p}{RT} = \frac{32\frac{g}{mol}\cdot 3atm}{0,082\frac{dm^3 atm}{mol\cdot K}\cdot 300K} = 3,9\frac{g}{dm^3}$$

Verificați și consolidați

Calculați densitatea metanului (CH_4) la 127°C și 4 atm.

Cunoscând densitatea unui gaz în anumite condiții de temperatură și presiune, se poate determina masa molară a gazului și se poate identifica gazul.

Dacă, $\rho = \frac{\mu}{V_m}$ rezultă $\mu = \rho V_m$ și din $\rho = \frac{\mu p}{RT}$ se obține $\mu = \frac{\rho RT}{p}$.

Verificați și consolidați

Rezolvați următoarele probleme:

a) Densitatea în condiții normale a unui gaz component al aerului poluat din zonele cu circulație rutieră intensă este de 1,9643g/dm³. Identificați gazul.

b) Un gaz combustibil are temperatura de 127°C, presiunea de 2 atm și densitatea de 0,9756 g/dm³. Identificați gazul.

Aplicații

1. Ce volum va avea balonul atașat la o sticlă cu volumul de 0,25 L, dacă sticla ținută în frigider la temperatura de 7°C este introdusă în apă caldă cu temperatura de 87°C? Încercați acasă această experiență și comparați volumul balonului cu valoarea obținută din calcul.

2. Ce volum ocupă, la 327°C și 300 atm, 2800 kg azot molecular?

3. Ce presiune se creează într-un recipient cu volumul de 100 m³ în care se află 2800 kg azot la temperatura de 27°C?

4. La ce temperatură este încălzit azotul dintr-un recipient cu volumul de 10 m³, dacă în recipient se află 280 kg azot la presiunea de 5 atm?

5. Ce cantitate de azot se află într-un recipient cu volumul de 10 L, dacă gazul are temperatura de 47°C și presiunea de 2 atm.?

6. Se descompun prin electroliză 720g de apă, cu un randament de 90%. Ce volum ocupă gazele rezultate la presiunea de 1atm și temperatura de 37 °C?

7. Într-un recipient bine închis, cu volumul de 32,8L, se află oxigen cu temperatura de 27 °C și presiunea de 3atm. În recipient s-au introdus și 12,4g de fosfor alb care, la ușoara încălzire a recipientului, se aprinde.

a) Știind că pentaoxidul de fosfor rezultat este solid, calculați presiunea din recipient la sfârșitul reacției, la aceeași temperatură de 27°C.

b) Dacă în oxigenul rămas în recipient se ard 32g de sulf, calculați presiunea din recipient la sfârșitul acestei reacții, considerând temperatura de 27°C.

c) Calculați volumul ocupat în condiții normale de amestecul de oxigen și dioxid de sulf

din recipient.

d) Ce masă de carbon se poate combina cu oxigenul rămas în recipient?

8. Calculați numărul de moli din: a) 56g N_2; 34g NH_3; b) 4,48 dm^3 (c.n.) N_2; 4,48L (c.n.) NH_3; c) $9,033 \cdot 10^{23}$ molecule N_2; $9,033 \cdot 10^{26}$ molecule NH_3.

9. Calculați masa a: a) 67,2 dm^3 (c.n.) N_2; b) 67,2 dm^3 (c.n.) NH_3.

10. Calculați ce volum ocupă în c.n: a) 1g N_2; b) 1g NH_3; c) $24,088 \cdot 10^{23}$ molecule N_2; d) $24,088 \cdot 10^{26}$ molecule NH_3.

11. Dioxidul de carbon dintr-un cilindru de oțel exercită la 27°C presiunea de 3 atm. Ce presiune se va crea în cilindru la temperatura de 97°C?

12. Ce volum va ocupa, la 20°C și 1atm, azotul dintr-un recipient cu volumul de $10dm^3$, dacă la 20°C presiunea în recipient este de 10 atm?

13. Într-un cilindru de oțel cu volumul de 8 dm^3 s-au introdus 896 dm^3 de oxigen, măsurați în condiții normale. Ce presiune se crează în cilindru, la temperatura de 20°C? Ce masă are gazul din cilindru?

14. Ce volum ocupă la 117°C și 4 atm amestecul de azot și hidrogen necesar obținerii a 68 Kg NH_3? Ce volum ocupă NH_3 în aceleași condiții?

15. Dintr-un tub de oxigen, cu volumul de 60 dm^3, având presiunea de 5 atm la 20°C, se consumă oxigen pentru sudură, până când presiunea scade la 2 atm. Să se calculeze:

a) cantitatea de oxigen consumată la sudură;

b) cantitatea de acetilenă (C_2H_2) ce se arde în oxigen;

c) de câte ori va crește volumul oxigenului rămas dacă ar fi adus în condiții normale.

Test de evaluare

1p **1.1.*** Calculați volumul ocupat în condiții normale de temperatură și presiune de:
a) 14,2 kg Cl_2; b) $15,055 \cdot 10^{23}$ molecule Cl_2.

3p **2.2.*** Calculați masa pentru:
a) 8,96 L (c.n.) CO_2; b) 336 mL (c.n.) HCl; c) 49,2 L N_2 cu temperatura de 127°C și presiunea de 2 atm.

3p **3.3.*** a) Ce presiune are azotul dintr-un cilindru de oțel cu volumul de 0,04 m^3, dacă s-au introdus în cilindru 0,14kg azot, iar temperatura este de 27°C?

b) Ce cantitate de CO_2 s-a introdus suplimentar în cilindrul de oțel, dacă presiunea a crescut la 3,69 atm, temperatura rămânând aceeași?

c) Ce volum (c.n.) ocupă amestecul de N_2 și CO_2?

2p **4.4.*** O probă dintr-un gaz A cu masa de 355 g ocupă la 100°C și 3,73 atm un volum de 41L.
a) Determinați masa molară a gazului și identificați gazul.
b) Calculați densitatea gazului în condițiile date.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu

CHIMIA... altfel

Portofoliu

Poluarea aerului în localitățile urbane este datorată, în primul rând, gazelor de eșapament emise de mijloacele de transport auto.

Întocmiți un referat în care să prezentați:

- compoziția chimică a gazelor de eșapament;
- impactul lor asupra organismului uman și asupra mediului;
- metode prin care se poate limita poluarea aerului.

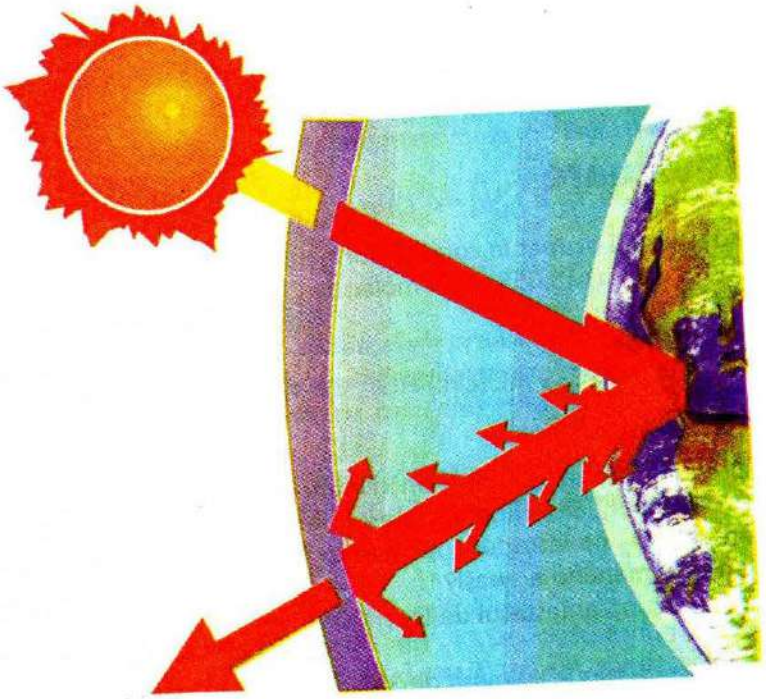
Urmăriți poluarea aerului în zona în care locuiți și observați dacă starea de oboseală și alte forme de disconfort pot fi asociate cu poluarea aerului.

EFECTUL DE SERĂ

Efectul de seră este un fenomen natural ce constă în împiedicarea pierderii căldurii Pământului. Acest efect de seră este necesar pentru a asigura viaţa pe Pământ, evitând transformarea zonelor locuite în gheţari, deoarece, în lipsa efectului de seră, temperatura medie a Pământului ar fi de -6°C în loc de 11°C cât este de fapt.

Razele solare cad pe Pământ, unde o parte sunt absorbite de acesta, cealaltă parte reflectându-se în atmosferă.

Dioxidul de carbon este principala substanţă din atmosferă care absoarbe radiaţiile infraroşii emise de Pământ, lăsând să treacă energia solară. Mărirea procentului de CO_2 din atmosferă provoacă un dezechilibru în bilanţul energetic al Terrei, având ca urmare încălzirea treptată a acesteia prin efectul de seră.



Dintre consecinţele efectului de seră amintim:

a) diferenţele mari de temperatură dintre zi şi noapte din deşert, având ca rezultat sfărâmarea rocilor;

b) ridicarea temperaturii pământului ce duce la topirea gheţarilor de la poli şi micşorarea suprafeţei terestre.

Capitolul 5
SOLUȚII

5.1. Dizolvarea
5.2. Solubilitatea
5.3. Concentrația soluțiilor
5.4. Cristalohidrați

"Aproape toate procesele chimice care apar în natură, fie în organismele animale sau vegetale, fie în scoarța neînsuflețită a Pământului... au loc între substanțe aflate în soluție."

(Wilhelm Oswald)

- De ce se dizolvă substanțele?
- Ce factor influențează solubilitatea substanțelor?
- Cum se pot prepara soluțiile de o anumită concentrație?

5.1. Dizolvarea

De cele mai multe ori, substanţele se găsesc în natură sub formă de amestecuri. De exemplu, aerul (un amestec de azot, oxigen, dioxid de carbon, vapori de apă, gaze nobile), apa potabilă (un amestec de apă şi săruri minerale) etc.

Din punct de vedere chimic, cele mai importante amestecuri sunt soluţiile lichide.

Reţineţi **Soluţia este amestecul omogen de două sau mai multe substanţe rezultat în urma procesului de dizolvare.**

O soluţie este formată din:

- dizolvant sau solvent, substanţa care se află în cantitate mai mare şi în care se produce dizolvarea;
- dizolvat sau solut, substanţa care se dizolvă.

De exemplu, în soluţia apoasă de sare de bucătărie, apa este solventul, iar clorura de sodiu este solutul.

Reţineţi **Dizolvarea reprezintă fenomenul în urma căruia solutul (substanţă lichidă, solidă sau gazoasă) se răspândeşte printre moleculele solventului, rezultând o soluţie.**

Dizolvarea nu este un simplu proces de difuzare a particulelor de solut printre moleculele de solvent, ci este un proces complex ce presupune desfacerea unor interacţiuni şi formarea altora noi.

De exemplu, la dizolvarea clorurii de sodiu (substanţă ionică) în apă (solvent cu molecule polare), moleculele apei se orientează cu polul pozitiv spre ionii Cl^- şi cu polul negativ spre ionii Na^+. Între molecula de apă şi ion se stabileşte o forţă de atracţie electrostatică, numită interacţiune ion - dipol.

O interacţiune ion - dipol este mult mai slabă decât atracţia electrostatică dintre ionii de semn contrar din cristalul ionic. Dar, cum în jurul fiecărui ion se orientează mai multe molecule de apă, prin însumarea interacţiunilor slabe ion - dipol exercitate asupra fiecărui ion se obţine o forţă mai mare decât forţa de atracţie electrostatică dintre ioni. Sub acţiunea ei, ionul se desprinde din cristal şi trece în soluţie înconjurat de moleculele de apă, adică hidratat.

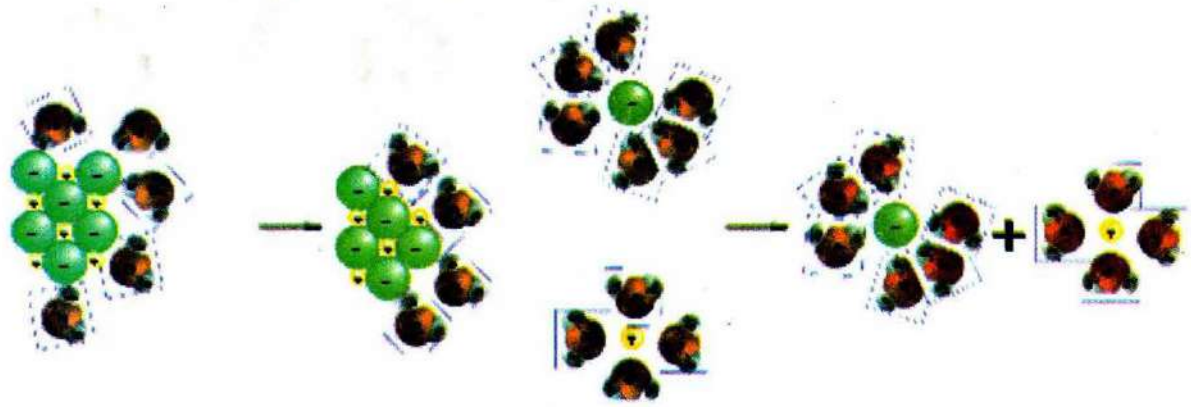


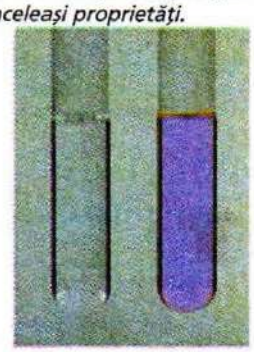
Fig. 5.1.1. Dizolvarea unui cristal de clorură de sodiu în apă

INFO plus

Amestecurile se clasifică în:

• amestecuri eterogene, care prezintă în masa lor compoziţie şi proprietăţi diferite;

• amestecuri omogene, care prezintă în toată masa lor aceeaşi compoziţie şi aceleaşi proprietăţi.



Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubricile 4 și 5 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Influența suprafeței de contact asupra dizolvării	• NaCl bulgăre • NaCl pulbere • 2 pahare Berzelius • mojar	În două pahare Berzelius puneți câte 100 mL de apă cu temperatura camerei. Într-un pahar, introduceți un bulgăre mic de NaCl, iar în celălalt o cantitate de pulbere de NaCl aproximativ egală cu cea introdusă în primul pahar. Fără să agitați observați fenomenul de dizolvare din cele două pahare.	Pulberea de NaCl se dizolvă mai ..... decât bulgărele de NaCl.	NaCl este o substanță ionică și se ..... în apă. Dizolvarea este mai rapidă dacă suprafața de contact dintre sare și apă este mai .....
B. Influența temperaturii asupra dizolvării	• $KMnO_4$ • 2 pahare Berzelius	Într-un pahar Berzelius, puneți 100 mL de apă fierbinte, iar în celălalt 100 mL de apă rece. În ambele pahare, introduceți câteva cristale de $KMnO_4$. Fără să agitați, observați fenomenul de dizolvare din cele două pahare.	În apă caldă, $KMnO_4$ se dizolvă mai ..... decât în apă rece.	Dizolvarea este mai rapidă la temperatură mai ..... pentru că viteza de difuzare a particulelor de solut este mai .....
C. Dizolvare exotermă	• soluție concentrată de H_2SO_4 • pahar Berzelius • termometru • pipetă	Atenție! H_2SO_4 produce arsuri. Într-un pahar Berzelius, puneți 50 mL de apă și măsurați temperatura apei cu un termometru. Adăugați 5-10 picături de soluție de H_2SO_4 și agitați. Măsurați, apoi, temperatura soluției.	Temperatura apei: Temperatura soluției finale: Temperatura	H_2SO_4 este o substanță cu molecule polare și se dizolvă în ..... Dizolvarea H_2SO_4 în apă este un proces puternic .....
D. Dizolvare endotermă	• NH_4NO_3 • pahar Berzelius • termometru	Într-un pahar Berzelius, puneți 50 mL de apă și măsurați temperatura apei cu un termometru. Adăugați o spatulă de NH_4NO_3 și agitați. Măsurați apoi temperatura soluției.	Temperatura apei: Temperatura soluției finale: Temperatura	Dizolvarea NH_4NO_3 este un proces ..... NH_4NO_3 se utilizează la obținerea amestecurilor de răcire.

Dizolvarea endotermă este utilizată la obținerea amestecurilor de răcire. De exemplu:

- *amestecul format din 100 g zăpadă și 22 g NH_4Cl produce o răcire de până la -16°C;*
- *amestecul format din 100 g zăpadă și 21 g NaCl produce o răcire de până la -21°C.*

De aceea, sarea este utilizată la topirea zăpezii de pe părțile carosabile, în timpul iernii.

Procesele de disociere în ioni și de hidratare a ionilor, care au loc la dizolvarea clorurii de sodiu în apă, se pot reprezenta prin ecuația:

$$NaCl(s) + (x+y)H_2O(l) \rightarrow Na^+ \cdot xH_2O + Cl^- \cdot yH_2O \qquad \text{sau}$$

$$NaCl\,(s) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) \cdot xH_2O + Cl^-(aq)$$

În aceste reacții, sunt indicate stările de agregare ale substanțelor prin notațiile: s (solid), l (lichid), g (gaz). Pentru substanțele dizolvate în soluții apoase, se folosește notația aq (aqua = apă).

Prin urmare, dizolvarea unui cristal ionic în apă este un proces complex care presupune:

- desprinderea ionilor din cristal sub influența moleculelor apei, proces care are loc cu absorbție de căldură;
- hidratarea ionilor eliberați din cristal, proces care are loc cu degajare de căldură.

Dizolvarea poate fi:

- **exotermă**, dacă energia eliberată în procesul de hidratare a ionilor este mai mare decât energia consumată la desprinderea ionilor din cristal;
- **endotermă**, dacă energia consumată la desprinderea ionilor din cristal este mai mare decât energia eliberată la hidratarea ionilor.

Verificați și consolidați

Efectuați experimentele C și D din fișa de laborator 5.1.2.

La dizolvarea unei substanțe cu molecule polare (de exemplu, acid clorhidric) în apă, moleculele apei se orientează cu polul pozitiv către polul negativ al moleculei de solut și invers. Între moleculele apei și moleculele solutului se stabilesc interacțiuni slabe dipol - dipol. Prin însumarea acestor interacțiuni slabe, dar numeroase, molecula polară de solut se desface în ioni, care trec în soluție hidratați cu un număr specific de molecule de apă.

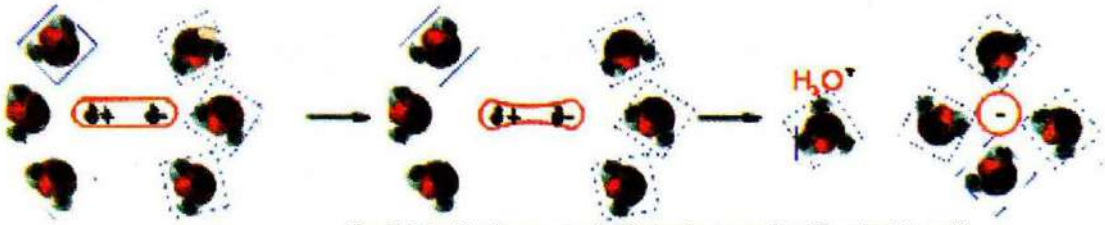


Fig. 5.1.3. Dizolvarea unei substanțe cu moleculă polară în apă

Ionul H^+, desprins dintr-o moleculă de acid clorhidric în urma procesului de ionizare ce are loc la dizolvarea în apă a acidului clorhidric, se leagă de o moleculă de apă printr-o legătură covalentă coordinativă. Procesele pot fi redate prin ecuația:

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3O^+(aq) + Cl^-(aq)$$

Existența ionilor liberi, mobili în soluțiile apoase ale substanțelor ionice sau ale substanțelor cu molecule polare, explică conductibilitatea electrică a acestor soluții (vezi paragraful 8.5.).

Dizolvarea este un fenomen complex care presupune procesul fizic de difuziune a particulelor de solut printre moleculele solventului, dar și procesele chimice de ionizare și hidratare. Acestea au loc cu desfacerea unor legături chimice (ionice sau covalente) și cu formarea unor interacțiuni ion - dipol.

Analizați și descoperiți

Efectuați experimentele A și B din fișa de laborator 5.1.2. și stabiliți factorii care influențează dizolvarea.

Practica arată că dizolvarea se desfășoară mai rapid dacă:
- suprafața de contact dintre solut și solvent este mai mare;
- se agită;
- temperatura substanțelor este mai mare.

Verificați și consolidați

Ce variante alegeți pentru a îndulci mai repede ceaiul:
a) folosiți zahăr cubic;
b) folosiți zahăr tos;
c) amestecați cu linguriță;
d) nu agitați;
e) răciți cana cu ceai și apoi adăugați zahărul;
f) adăugați zahărul în ceaiul fierbinte?

Aplicații

1. Alegeți afirmațiile corecte.

a) Dizolvarea este procesul simplu de răspândire a moleculelor substanței care se dizolvă printre moleculele solventului.

b) În urma procesului de dizolvare se obține un amestec omogen.

c) La dizolvarea unui cristal ionic în apă, fiecare ion este desprins din cristal sub acțiunea unei forțe rezultate prin însumarea interacțiunilor ion - dipol stabilite între acest ion și moleculele apei care îl înconjoară.

d) Ionii Cu^{2+} și SO_4^{2-} aflați într-o soluție apoasă de sulfat de cupru nu sunt hidratați.

e) Procesul de hidratare a ionilor este un proces exoterm.

f) Ecuația: $HBr \rightarrow H^+ + Br^-$ reprezintă în totalitate procesul ce are loc la dizolvarea acidului bromhidric în apă.

g) Dacă dizolvarea este un proces endoterm, soluția se răcește.

CHIMIA... altfel

Portofoliu

Documentați-vă și elaborați un referat prin care să indicați utilizarea apei ca solvent în viața de zi cu zi. Folosiți imaginile de mai jos.

5.2. Solubilitatea

Verificați și consolidați

Efectuați experimentele A, B, C, D din fișa de laborator 5.2.1.

Din experiențele efectuate, se observă că sarea de bucătărie se dizolvă în apă, dar nu se dizolvă în ulei sau tetraclorură de carbon.

Rețineți

Proprietatea unei substanțe de a se dizolva într-un anumit solvent se numește solubilitate.

Solubilitatea se exprimă prin cantitatea maximă de solut care se poate dizolva în 100g de solvent.

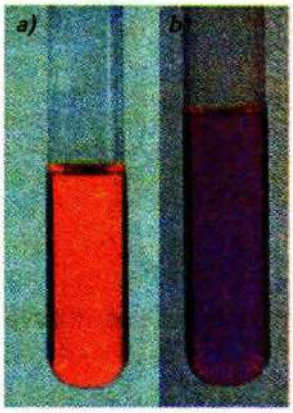


Fig. 5.2.2. Soluție de K_2CrO_4 în apă (a) și soluție de I_2 în toluen (b)

De exemplu, în 100g de apă, la 20°C, se pot dizolva maximum 200g zahăr sau 36g clorură de sodiu. Aceste cantități reprezintă solubilitatea acestor două substanțe, în apă, la 20°C. Soluția rezultată prin dizolvarea în 100g de solvent a unei cantități de substanță egală cu solubilitatea este o soluție saturată la temperatura considerată.

Solubilitatea substanțelor este influențată de mai mulți factori.

Un prim factor este **natura solutului și a solventului**. Experimentele au arătat că sarea de bucătărie (compus ionic) se dizolvă în apă (solvent polar), dar nu se dizolvă în tetraclorură de carbon sau toluen (solvenți nepolari). Iodul (substanță cu molecule nepolare) nu se dizolvă în apă (solvent polar), dar se dizolvă în tetraclorură de carbon (solvent nepolar).

Între ionii de Na^+ și Cl^- din cristalul de clorură de sodiu și moleculele polare ale apei se stabilesc interacțiuni dipol - ion, care, însumate, pot învinge atracția dintre ionii de semn contrar din cristal și pot asigura desprinderea ionilor.

Între ionii de Na^+ sau Cl^- din cristalul de clorură de sodiu și moleculele nepolare de tetraclorură de carbon nu se pot stabili decât interacțiuni foarte slabe, care nu pot învinge atracția dintre ionii de semn contrar din cristalul ionic și nu pot determina desprinderea ionilor din cristal.

Interacțiunile slabe care se stabilesc între moleculele nepolare ale iodului și moleculele nepolare ale tetraclorurii de carbon sunt suficient de mari pentru a învinge interacțiunile dintre moleculele de iod și pentru a asigura desprinderea moleculelor din cristalul de iod.

Rețineți

Substanțele se dizolvă în solvenți cu structură asemănătoare lor.

În solvenții polari (exemplu: apa), se dizolvă:

- **substanțele ionice (ex: NaCl, NaOH, $CuSO_4$);**
- **substanțele cu molecule polare (ex: HCl, HBr);**
- **substanțele care pot forma cu apa legături de hidrogen (ex: zahăr, alcool etilic).**

În solvenții nepolari (ex: tetraclorura de carbon), se dizolvă substanțele cu molecule nepolare (ex: I_2, ulei).

Temperatura este un alt factor care influențează solubilitatea substanțelor.

Procesul complex de dizolvare implică desfacerea unor legături și interacțiuni (proces endoterm) și formarea unor noi interacțiuni, între particulele solutului și ale solventului (proces exoterm).

În cele mai multe cazuri, bilanțul energetic conduce la procese de dizolvare endoterme.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate. Alegeți variantele corecte din rubrica 5.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Solubilitatea substanțelor în solvenți polari și nepolari	• NaCl • zahăr • I_2 • ulei alimentar • toluen sau CCl_4 (solvenți nepolari) • eprubete	Pregătiți 4 eprubete etichetate cu 1, 2, 3, 4 în care puneți câte 2 mL de apă și alte 4 eprubete, etichetate 5, 6, 7, 8, în care puneți câte 2 mL de solvent nepolar. În eprubetele: • 1 și 5 puneți câteva cristale de NaCl • 2 și 6 puneți un vârf de spatulă de zahăr • 3 și 7 puneți câteva cristale de I_2 • 4 și 8 puneți câteva picături de ulei alimentar Agitați fiecare eprubetă și observați procesele de dizolvare.	• NaCl substanță ionică, se dizolvă în ... și nu se dizolvă în .... • Zahărul, substanță care are moleculele asociate prin legături de hidrogen, se dizolvă în ..... și nu se dizolvă în ..... • I_2 și uleiul alimentar, substanțe cu molecule nepolare, se dizolvă în .... și nu se dizolvă în	Solubilitatea unui solut într-un anumit solvent este determinată de natura solutului și de natura solventului: • substanțele ionice se dizolvă în *apă/solvenți nepolari*; • substanțele care pot forma legături de hidrogen cu apa se dizolvă în *apă/ solvenți nepolari*; • substanțele cu molecule nepolare se dizolvă în *solvenți nepolari/apă.*
B. Influența presiunii asupra solubilității CO_2	• sticlă de 0,5 L cu apă carbogazoasă	Observați aspectul apei carbogazoase înainte și după ce desfaceți dopul.	La desfacerea dopului, din masa de apă carbogazoasă apar ..... de	Prin micșorarea presiunii, *scade/crește* solubilitatea CO_2 în apă și o parte din CO_2 se *desolubilizează/ dizolvă.*
C. Influența temperaturii asupra solubilității CO_2	• sticlă de 0,5 L cu apă carbogazoasă • pahar Berzelius	Într-un pahar Berzelius, puneți 50 mL de apă carbogazoasă cu temperatura camerei. Puneți paharul Berzelius pe o sită de azbest și încălziți încet. Observați aspectul apei din pahar.	La temperatură mai ridicată, pe pereții paharului apar ..... de	Cu creșterea temperaturii, *scade/crește* solubilitatea CO_2 în apă și o parte din CO_2 se *desolubilizează/ dizolvă.*
D. Influența temperaturii asupra solubilității $CuSO_4$	• $CuSO_4$ anhidru sau $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ • pahar Berzelius	Cântăriți 6 g $CuSO_4$ anhidru sau 10 g $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ și introduceți proba într-un pahar Berzelius în care ați pus 25 mL de apă cu temperatura de 15-20°C. Agitați cu o baghetă. Observați dacă substanța s-a dizolvat. Puneți paharul pe o sită de azbest și încălziți până la dizolvarea întregii cantități de substanță.	La temperatura inițială, ... s-a ..... toată cantitatea de $CuSO_4$ adăugată. La temperatură mai mare, ... cantitatea de $CuSO_4$ s-a dizolvat.	Cu creșterea temperaturii, *scade/crește* solubilitatea $CuSO_4$ și se dizolvă, în aceeași cantitate de apă, o cantitate mai *mare/mică* de $CuSO_4$.

Prin încălzirea amestecului de solut şi solvent, creşte energia particulelor acestor substanţe şi sunt favorizate procesele endoterme. În acelaşi timp, creşte şi viteza de mişcare a particulelor. În aceste condiţii, se dizolvă cantităţi mai mari de substanţă.

În graficul din fig. 5.2.3. este prezentată variaţia solubilităţii câtorva substanţe în raport cu temperatura.

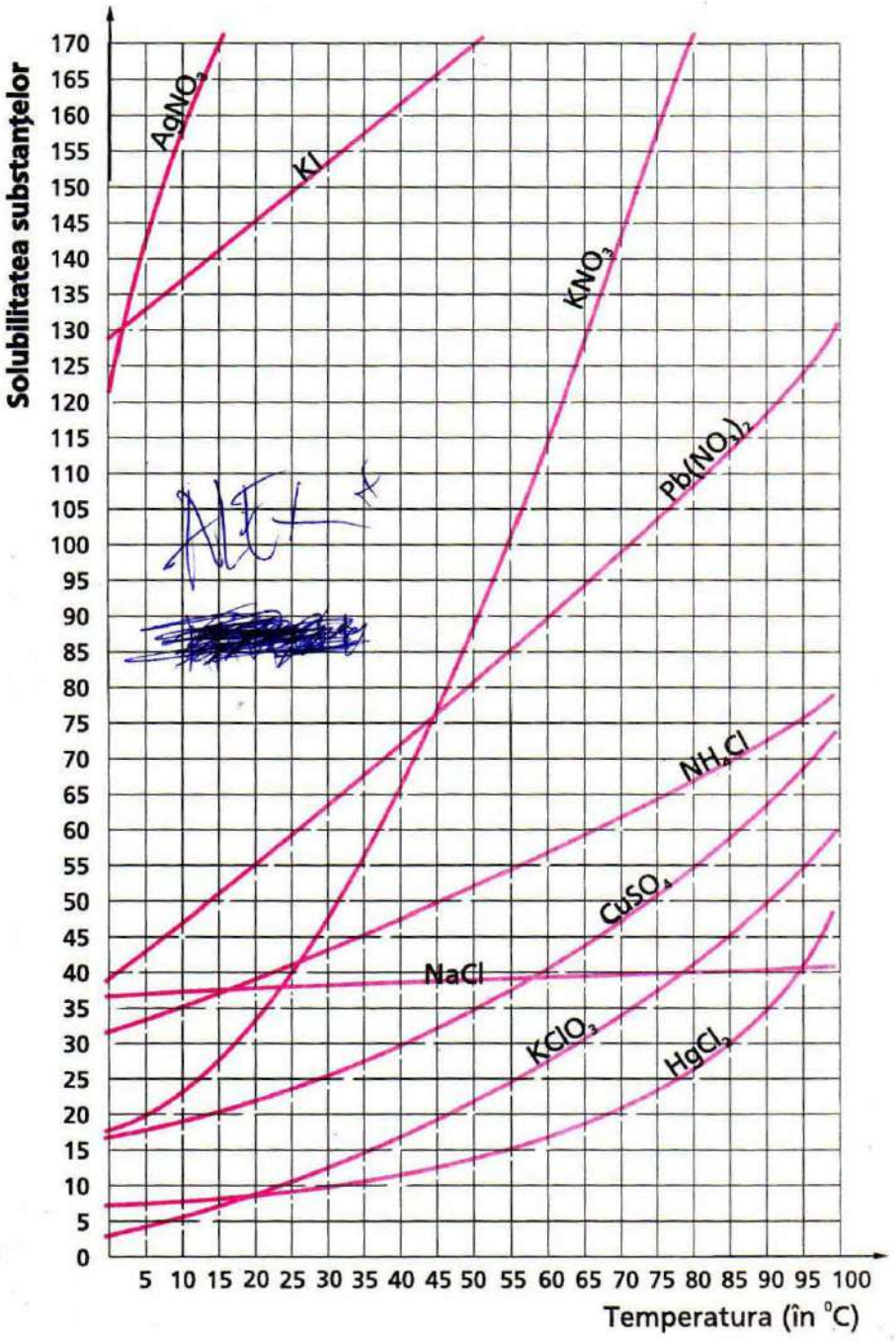


Fig. 5.2.3. Graficul variaţiei solubilităţii unor substanţe în raport cu temperatura

Dacă substanţa dizolvată este gazoasă, prin creşterea temperaturii soluţiei, creşte energia moleculelor de gaz. Cum în aceste soluţii, interacţiunile solut - solvent sunt slabe, moleculele de gaz cu energie mai mare se desprind şi părăsesc soluţia.

Reţineţi **În general, cu creşterea temperaturii, creşte solubilitatea substanţelor solide şi lichide şi scade solubilitatea gazelor.**

Presiunea influenţează solubilitatea gazelor.

Reţineţi **Cu creşterea presiunii, creşte solubilitatea substanţelor gazoase în solvenţii lichizi.**

Aplicaţii

1. Alegeţi varianta corectă din fiecare enunţ.

a) Soda caustică (NaOH) se dizolvă în *apă/toluen (solvent nepolar).*

b) Zahărul, substanţă care are moleculele asociate prin legături de hidrogen, se dizolvă în *apă/ulei.*

c) Fosforul alb (P_4) se dizolvă în *apă (solvent polar)/sulfură de carbon (solvent nepolar).*

d) Tinctura de iod este o soluţie de iod (I_2) în *alcool/apă.*

e) Acidul azotic (HNO_3) se dizolvă în *apă/tetraclorură de carbon.*

2. Se consideră substanţele: KOH, H_2SO_4, S_8 şi solvenţii: H_2O, CS_2. Alegeţi cuplurile solut - solvent potrivite:

a) KOH, H_2O;
b) KOH, CS_2;
c) S_8, CS_2;
d) H_2SO_4, H_2O;
e) S_8, H_2O.

Argumentaţi alegerea făcută.

3. O gospodină prepară dulceaţă şi, din neatenţie, adaugă o cantitate mai mare de zahăr decât prevede reţeta. Ce se va întâmpla după un timp de la răcirea dulceţii?

4. Solubilitatea iodurii de potasiu (KI) în apă, la 15°C, este de 140g, iar la 40°C, de 160g. Într-un vas se introduc 100g de apă cu temperatura de 15°C şi 150g de KI. Vasul se încălzeşte apoi, până la 40°C. Alegeţi variantele corecte:

a) soluţia iniţială, la 15°C, este o soluţie saturată;

b) concentraţia procentuală a soluţiei iniţiale este de 58,33%;

c) iniţial, au rămas pe fundul vasului 10g KI;

d) după încălzire la 40°C, se obţine o soluţie nesaturată;

e) concentraţia soluţiei finale este mai mică de 58,33%.

5. În procesul de preparare a apei potabile, apa este sterilizată cu clor (Cl_2). Dacă doriţi să îndepărtaţi urmele de clor din apă, trebuie să fierbeţi apa sau să o răciţi, ţinând-o în frigider?

6. Într-un vas se găsesc 832,5 g de soluţie saturată de $AgNO_3$, la temperatura de 50°C. Se răceşte soluţia la 20°C. Calculaţi masa de $AgNO_3$ depusă la răcire, ştiind că solubilitatea azotatului de argint este 455 g la 50°C şi 222 g la 20°C.

7. În figura 5.2.3. sunt reprezentate curbele de solubilitate pentru $CuSO_4$ şi NH_4Cl. Consultaţi figura 5.2.3., reţineţi informaţiile de care aveţi nevoie, efectuaţi calculele şi indicaţi care dintre afirmaţiile de mai jos sunt corecte şi care sunt incorecte.

a) O cantitate de 20g de $CuSO_4$ poate fi dizolvată complet în 100g de apă cu temperatura de 35°C.

b) Din 100g de soluţie de NH_4Cl care conţine 25g de NH_4Cl, se separă cristalele de NH_4Cl, dacă soluţia se răceşte de la 80°C la 40°C.

c) Concentraţia procentuală a soluţiei saturate de NH_4Cl la 50°C este 33,33%.

CHIMIA... altfel

Experiment

· Având la dipoziţie clorură de sodiu, soluţie concentrată de acid sulfuric, instalaţie de obţinere a gazelor, balon prevăzut cu dop şi tub efilat, puteţi să obţineţi o fântână arteziană lucrând conform figurii alăturate.

Ce proprietate a stat la baza acestui experiment?

5.3. Concentraţia soluţiilor

Utilizarea soluţiilor în cele mai diverse domenii de activitate necesită cunoaşterea cantităţii de substanţă dizolvată într-o anumită cantitate de soluţie.

Raportul cantitativ solut : soluţie se exprimă prin concentraţia soluţiei.

• Perhidrolul este o soluţie de apă oxigenată de concentraţie 30%. Se foloseşte ca decolorant, la prepararea apei oxigenate folosite ca dezinfectant.

• Formolul este o soluţie apoasă de aldehidă formică de concentraţie 40%. Este utilizată la conservarea preparatelor anatomice.

• Spirtul alb este o soluţie apoasă de alcool etilic de concentraţie 94%.

Preparat anatomic conservat în formol

Reţineţi **Concentraţia soluţiei reprezintă cantitatea de substanţă dizolvată într-o anumită cantitate de soluţie sau de solvent.**

Sunt mai multe moduri de exprimare a concentraţiei unei soluţii, dintre care cele mai utilizate sunt: concentraţia procentuală şi concentraţia molară.

Reţineţi **Concentraţia procentuală de masă indică masa de substanţă dizolvată în 100 g de soluţie.**

Se calculează după relaţia:

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100$$

unde: m_d= masa de solut, m_s= masa de soluţie, iar $m_s = m_d + m_{apă}$.

De exemplu, concentraţia de 20% pentru o soluţie de hidroxid de sodiu (NaOH) în apă arată că, în 100g de soluţie, s-au dizolvat 20g NaOH.

Urmăriţi modul de calcul a concentraţiei procentuale pentru următoarele soluţii:

a) soluţia rezultată prin dizolvarea a 2,5 moli de H_2SO_4 în 555 g H_2O;

b) soluţia rezultată prin amestecarea a 250 mL soluţie de NaOH cu ρ=1,437 g/cm^3 şi concentraţia 40% cu 200 g H_2O;

c) soluţia rezultată prin introducerea a 4,6 g Na în 200 g soluţie de NaOH de concentraţie 4%.

a) Datele problemei: $\nu_{H_2SO_4}$ =2,5 moli; $m_{apă}$=555 g.

Rezolvarea problemei:

• calculul masei de H_2SO_4 dizolvat (m_d): $m_d = \nu_{H_2SO_4} \cdot \mu_{H_2SO_4}$ = 2,5 moli · 98 g/mol = 245 g

• calculul masei de soluţie (m_s): $m_s = m_d + m_{apă}$ = 245 + 555 = 800 g

• calculul concentraţiei procentuale a soluţiei: $c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 = \frac{245}{800} \cdot 100 = 30,625\%$

b) Datele problemei: V_s = 250 mL = 250 cm^3; ρ_s = 1,437 g/cm^3, c% = 40%, $m_{apă}$ = 200g.

Rezolvarea problemei:

• calculul masei soluţiei iniţiale: $m_s = \rho_s \cdot V_s$ = 250 cm^3 · 1,437 g/cm^3 = 359,25 g

• calculul masei de NaOH din soluţia iniţială (m_d):

$$m_d = \frac{c \cdot m_s}{100} = \frac{40 \cdot 359,25}{100} = 143,7\,g\ NaOH$$

m_d din soluţia finală este 143,7 g NaOH (prin diluarea soluţiei cantitatea de substanţă dizolvată rămâne constantă.

• calculul masei de soluţie finală: $m_s = m_{si} + m_{apă}$ = 359,25 + 200 = 559,25 g

• calculul concentraţiei procentuale a soluţiei finale:

$$c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 = \frac{143,7}{559,25} \cdot 100 = 25,69\%$$

c) Datele problemei: $m_{Na} = 4,6$ g; $m_s = 200$ g, $c\% = 4\%$.
Rezolvarea problemei:

- *calculul masei de NaOH din soluția inițială (m_d): $m_d = \frac{c \cdot m_s}{100} = \frac{4 \cdot 200}{100} = 8g$ NaOH*
- *calculul masei de apă din soluția inițială: $m_{apă} = m_s - m_d = 200 - 8 = 192$ g*
- *calculul masei de NaOH rezultată din reacția sodiului cu apa și al masei de apă care a reacționat:*

$A_{Na} = 23$, $\mu_{Na} = 23$ g/mol; $M_{NaOH} = 40$, $\mu_{NaOH} = 40$ g/mol; $M_{H_2O} = 18$, $\mu_{H_2O} = 18$ g/mol.

$$\underset{2 \cdot 23g}{2Na} + \underset{2 \cdot 18g}{2H_2O} \rightarrow \underset{2 \cdot 40g}{2NaOH} + H_2$$
$$\underset{4,6g}{} \quad \underset{X\,g}{} \quad \underset{Y\,g}{}$$

$$X = \frac{4,6 \cdot 2 \cdot 18}{2 \cdot 23} = 3,6g\ H_2O \qquad Y = \frac{4,6 \cdot 2 \cdot 40}{2 \cdot 23} = 8g\ NaOH$$

- *calculul masei de NaOH din soluția finală: $m_d = 8 + 8 = 16$ g NaOH*
- *calculul masei de apă din soluția finală: $m_{apă} = 192 - 3,6 = 188,4$ g*
- *calculul masei de soluție finală: $m_s = m_d + m_{apă} = 16 + 188,4 = 204,4$ g*
- *calculul concentrației procentuale a soluției finale: $c\% = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 = \frac{16}{204,4} \cdot 100 = 7,83\%$*

Reţineţi **Concentraţia molară sau molaritatea soluţiei indică numărul de moli de substanţă dizolvată într-un litru de soluţie.**

Concentraţia molară se notează cu: C_M sau M sau [formula chimică a solutului] şi se măsoară în mol/L.

Notând: - numărul de moli de solut cu ν;
- volumul soluţiei măsurat în L sau dm^3 cu V_s;
- concentraţia molară a soluţiei cu c_M;

şi urmărind următorul raţionament:

dacă în V_sL soluţie sunt dizolvaţi ν moli de solut, atunci
în 1L soluţie sunt dizolvaţi c_M moli de solut

se obţine relaţia:

$$c_M = \frac{\nu}{V_s}$$

De exemplu, concentraţia de 2 mol/L sau 2M pentru o soluţie de NaOH în apă arată că, într-un litru de soluţie, sunt dizolvaţi 2 moli de NaOH.

Analizaţi şi descoperiţi

Urmăriţi modul de calcul a concentraţiei molare pentru următoarele soluţiii:

a) soluţia ce conţine 4 g NaOH dizolvate în 250 cm^3 de soluţie;
b) soluţia de HCl de concentraţie 36,5% şi $\rho = 1,183$ g/cm^3;
c) soluţia de H_2SO_4 necesară neutralizării a 250 mL de soluţie de NaOH 0,2M, ştiind că s-au consumat la neutralizare 250 cm^3 de soluţie de H_2SO_4.

a) Datele problemei: $m_{NaOH} = m_d = 4g$; $V_s = 250\ cm^3 = 0,25\ L$.
Rezolvarea problemei:

- *calculul numărului de moli de solut:*

$$M_{NaOH} = 40,\ \mu_{NaOH} = 40\ g/mol; \qquad \nu_{NaOH} = \frac{m_d}{\mu} = \frac{4g}{40g/mol} = 0,1\ moli$$

- *calculul concentrației molare a soluției:* $c_M = \frac{\nu}{V_s} = \frac{0,1moli}{0,25L} = 0,4\ mol/L$

b) Datele problemei: c% = 36,5 %, ρ_s=1,183 g/cm^3.
Rezolvarea problemei:
Concentrația nu depinde de volumul sau de masa de soluție considerată. De aceea, putem lua în calcul o masă oarecare de soluție, de exemplu 100g.

- *calculul masei de HCl din 100g soluție:* $m_d = \frac{c \cdot m_s}{100} = \frac{36,5 \cdot 100}{100} = 36,5\ gHCl$
- *calculul numărului de moli de HCl:*

$$M_{HCl} = 36,5,\ \mu_{HCl} = 36,5\ g/mol,\ \nu_{HCl} = \frac{m}{\mu} = \frac{36,5g}{36,5g/mol} = 1\ mol$$

- *calculul volumului soluției:* $V_s = \frac{m_s}{\rho_s} = \frac{100g}{1,183g/cm^3} = 84,53\ cm^3 = 0,08453\ L$

- *calculul concentrației molare a soluției:* $c_M = \frac{\nu}{V_s} = \frac{1mol}{0,08453L} = 11,83\ mol/L$

c) Datele problemei: $V_{sNaOH} = 250\ mL = 0,25\ L$; $c_M = 0,2\ mol/L$, $V_{sH_2SO_4} = 0,25\ L$.
Rezolvarea problemei:

- *calculul numărului de moli de NaOH din soluție:*

$\nu = c_M \cdot V_s = 0,2\ mol/L \cdot 0,25\ L = 0,05\ moli\ NaOH$

- *calculul numărului de moli de H_2SO_4 consumat în reacție:*

$$\underset{2moli}{2NaOH} + \underset{1\ mol}{H_2SO_4} \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$\underset{0,05\ moli}{} \qquad \underset{X}{}$$

$$x = \frac{0,05}{2} = 0,025\ moli\ H_2SO_4$$

- *calculul concentrației molare a soluției de H_2SO_4:* $c_M = \frac{\nu}{V_s} = \frac{0,025}{0,25} = 0,1\ mol/L$

Regula dreptunghiului (regula amestecurilor de soluții) se aplică pentru prepararea soluțiilor atunci când se cunoaște concentrația soluțiilor care se amestecă și concentrația soluției finale.

Analizați și descoperiți!

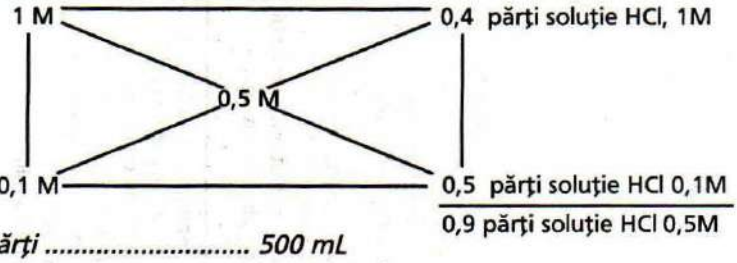
Urmăriți rezolvarea problemei indicate mai jos prin regula dreptunghiului.

Preparați 500 mL soluție HCl 0,5 M folosind soluție de HCl 0,1 M și soluție de HCl 1 M.
Datele problemei: $V_s = 500\ mL$, $c_M = 0,5\ mol/L$, $c_{M1} = 0,1\ mol/L$, $c_{M2} = 1\ mol/L$.

Rezolvarea problemei:

- *se desenează un dreptunghi;*
- *în colțurile din stânga ale dreptunghiului se scriu concentrațiile soluțiilor inițiale;*
- *la intersecția diagonalelor dreptunghiului se scrie concentrația soluției finale;*
- *se face diferența concentrațiilor pe diagonală (din concentrația mare se scade cea mică);*
- *în colțurile din dreapta ale dreptunghiului se obțin părțile din soluțiile inițiale ce trebuie*

amestecate, scrise pe latura mare a dreptunghiului.



0,9 părți ..... 500 mL
1 parte ..... x mL
x = 555,55 mL
V_sHCl 1M = 0,4 · 555,55 = 222,22 mL; V_sHCl 0,1M = 0,5 · 555,55 = 277,78 mL

• *Se măsoară cu un cilindru gradat 222,22 mL soluție HCl 1M și se introduc într-un balon cotat de 500 mL. Se aduce apoi la semn cu soluție de HCl 0,1M.*

Preparați soluțiile indicate în experimentele A, B, C din fișa de laborator 5.3.1.

Aplicații

1. Determinați concentrația molară a soluțiilor care conțin:

a) 2 moli H_2SO_4 în 250 cm^3 soluție;

b) 400 g NaOH în 5L soluție;

c) 196 g H_2SO_4 în 200 g soluție cu $\rho = 1,84$ g/cm^3.

2. Determinați masa de substanță dizolvată necesară pentru a obține:

a) 0,7 m^3 soluție de H_2SO_4 cu $c_M = 0,01$ mol/L;

b) 600 L soluție de H_2SO_4 cu $c_M = 1,5$ mol/L;

c) 250 mL soluție de H_2SO_4 cu $c_M = 2$ mol/L.

3. Determinați volumul următoarelor soluții:

a) soluția care conține 4 moli de NaOH și are $c_M = 2$ mol/L;

b) soluția de NaOH 0,2M care conține 16g NaOH;

c) soluția de NaOH 0,02M care conține 8 mg NaOH.

4. O soluție de clorură de potasiu (KCl) cu volumul de 2L și $c_M = 2$ mol/L se diluează cu un volum egal de apă. Care este concentrația molară a soluției finale?

5. Calculați concentrația molară a soluției de acid azotic de concentrație 94% și $\rho = 1,5$ g/cm^3.

6. Un volum de soluție de HCl de concentrație 36% și $\rho = 1,183$ g/cm^3 se diluează cu două volume de apă. O probă din soluția finală de HCl, cu volumul de 200 mL, este neutralizată cu 300 mL soluție de NaOH. Calculați:

a) concentrația molară a soluției finale de HCl;

b) concentrația molară a soluției de NaOH necesară neutralizării.

7. Un volum de 200 mL soluție de H_2SO_4 se adaugă la 500 mL soluție de NaOH și se obțin 14,2g sulfat de sodiu. Știind că ambele soluții au aceeași concentrație molară, determinați:

a) care dintre soluții este în exces și cu cât;

b) concentrația molară a soluției inițiale de H_2SO_4.

8. Calculați volumul de soluție de H_2SO_4 de concentrație 98% și $\rho = 1,84$ g/cm^3 necesar pentru a prepara 500 mL soluție de H_2SO_4 0,2M.

9. Se amestecă 200 cm^3 soluție de H_2SO_4 98% ($\rho = 1,84$ g/cm^3) cu 250 cm^3 soluție de H_2SO_4 1 M și cu 150 g de apă ($\rho = 1$ g/cm^3). Soluția finală reacționează cu o soluție de NaOH 2M. Calculați:

a) concentrația molară a soluției finale de H_2SO_4;

b) volumul soluției de NaOH consumat în reacția de neutralizare.

10. Un volum de soluție de H_2SO_4 de concentrație 72% și $\rho = 1,64$ g/cm^3 se diluează cu 3 volume de apă.

a) Calculați molaritatea soluției inițiale de H_2SO_4.

b) Calculați concentrația procentuală și

Fișa de laborator 5.3.1.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Prepararea a 200g soluție de NaCl de concentrație 15%	• NaCl • apă distilată • pahar Berzelius • spatulă • cilindru gradat	Calculați masa de NaCl și volumul de apă necesare preparării soluției cerute. Cântăriți masa de NaCl necesară și o puneți într-un pahar Berzelius. Măsurați cu un cilindru gradat volumul de apă necesar, turnați apa peste NaCl și agitați	$m_d = \frac{c \cdot m_s}{100} =$ $m_{apă} = m_s - m_d =$ $V_{apă} = \frac{m_{apă}}{\rho_{apă}} = \frac{}{1g/cm^3} =$	Etapele preparării unei soluții de o anumită concentrație procentuală sunt: - calculul cantității de solut și solvent (apă) necesare; - măsurarea masei de solut și a volumului de apă; - amestecarea solutului cu apa.
B. Prepararea a 250 mL soluție de NaCl de concentrație 2M	• NaCl • apă distilată • balon cotat de 250 mL • pâlnie de sticlă • spatulă • pisetă	Calculați masa de NaCl necesară preparării soluției cerute. Cântăriți masa de NaCl necesară și o introduceți într-un balon cotat de 250 mL folosind o pâlnie de sticlă. Spălați cu un jet de apă pâlnia și completați cu apă distilată până la semn. Astupați balonul cotat cu dopul și agitați.	$\nu = c_m \cdot V_s =$ $m_d = \nu \cdot \mu =$ $\mu_{NaCl} = 58,5g/mol$	Etapele preparării unei soluții de o anumită concentrație molară sunt: - calculul cantității de solut necesare; - alegerea balonului cotat de capacitatea cerută; - introducerea solutului în balonul cotat și completarea cu apă distilată.
C. Prepararea a 100 mL soluție de H_2SO_4 0,1M folosind soluție de H_2SO_4 20% (ρ=1,14 g/mL) 	• soluție H_2SO_4 20% • apă distilată • balon cotat de 100 mL • pipetă	Atenție! Acidul sulfuric produce arsuri. Calculați volumul de soluție de H_2SO_4 20% necesar preparării soluției cerute. Puneți apă distilată în balonul cotat până la jumătate. Introduceți o pipetă curată în sticla cu soluție de H_2SO_4 20% și așteptați să urce lichidul în pipetă (nu trageți cu gura). Rețineți în pipetă volumul necesar de soluție și îl introduceți în balonul cotat. Completați cu apă distilată până la semn, astupați balonul cu dopul și agitați.	$V_s = 100mL = 0,1L$ $c_m = 0,01mol/L$ $\nu = c_m \cdot V_s =$ $m_d = \nu\mu =$ $\mu_{H_2SO_4} = 98g/mol$ $m_s = \frac{m_d \cdot 100}{c} =$ $V_s' = \frac{m_s}{\rho_s} =$	Etapele preparării unei soluții de o anumită concentrație molară dintr-o soluție de o anumită concentrație procentuală sunt: - calculul volumului necesar de soluție inițială; - alegerea balonului cotat de capacitatea cerută; - măsurarea volumului de soluție inițială; - introducerea soluției în balonul cotat și completarea cu apă distilată.

concentrația molară a soluției finale de H_2SO_4.

c) Știind că o probă de metal divalent cu masa de 4,8 g reacționează cu 66,66 mL soluție finală, cu degajare de hidrogen, calculați masa atomică a metalului.

11. Se amestecă, în raport de masă 1 : 2, o soluție de H_2SO_4 98% ($\rho = 1,84$ g/cm^3) cu o altă soluție de H_2SO_4 20% ($\rho = 1,14$ g/cm^3).

a) Calculați concentrația molară și procentuală a soluției finale de H_2SO_4.

b) La o probă de soluție finală de H_2SO_4 cu masa de 106,5 g se adaugă 400 mL soluție de NaOH 3M și câteva picături de fenolftaleină. Ce culoare va avea soluția finală?

12. Pentru a obține 300 mL soluție de H_2SO_4 5M ($\rho = 1,28$ g/cm^3) se amestecă X mL soluție de H_2SO_4 20% ($\rho = 1,14$ g/cm^3) cu Y mL soluție de H_2SO_4 98% ($\rho = 1,84$ g/cm^3). Calculați volumele X și Y.

13. Într-o soluție de $AgNO_3$ cu volumul de 300 cm^3, se introduce o lamă de zinc. După ce întreaga cantitate de argint s-a depus pe lama de zinc, aceasta se scoate din soluție, se spală, se usucă și se cântărește. Se constată că masa ei a crescut cu 2,265 g. Calculați:

a) masa argintului depus și masa zincului dizolvat;

b) concentrația molară a soluției inițiale de $AgNO_3$.

Test de evaluare

2p **1.1.*** Alegeți cuvântul din paranteză pentru care afirmația este adevărată.

a) Soluția este un amestec ..... de două sau mai multe substanțe (omogen/eterogen).

b) Într-o soluție saturată, s-a dizolvat cantitatea ..... de solut (maximă/minimă).

c) Masa maximă de solut care se dizolvă în 100g de apă reprezintă ..... (solubilitatea solutului/concentrația procentuală a soluției).

d) Într-un solvent nepolar, se dizolvă o substanță cu molecule ..... (nepolare/cu polaritate mare).

2p **2.2.*** Afirmațiile de mai jos sunt false. Stabiliți de ce sunt false și formulați varianta corectă.

a) Pentru a dizolva o cantitate mai mare de zahăr în 100g de apă se răcește soluția.

b) La prepararea sifonului, pentru a dizolva o cantitate mai mare de dioxid de carbon în apă, se micșorează presiunea din sticlă.

c) O pată de ulei se șterge cu o cârpă înmuiată în apă.

d) La prepararea sosului pentru salată, se dizolvă mai întâi sarea de bucătărie în ulei și apoi se adaugă oțet și apă.

3p **3.3.*** Determinați concentrația molară a următoarelor soluții:

a) în 200 mL soluție sunt dizolvați 20 mmoli NaOH;

b) în 100 mL soluție sunt dizolvate 8g NaOH;

c) se amestecă 200 g soluție de NaOH 20% ($\rho = 1,225$ g/cm^3) cu 36,74 mL apă.

2p **4.4.*** O soluție de H_2SO_4 98% ($\rho = 1,84$ g/cm^3), având masa de 20g, se diluează cu apă până la concentrația 5M. Soluția finală este folosită la acumulatoarele automobilelor. Calculați volumul de apă necesar diluării.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu

5.4. Cristalohidraţi

Curriculum diferenţiat

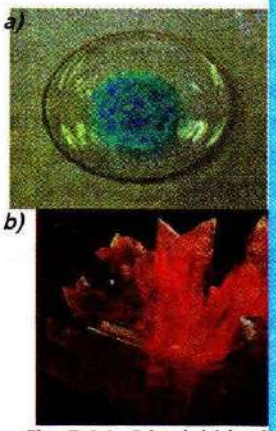


Fig. 5.4.1. Cristalohidraţi: piatră vânătă (a), ghips (b)

Reţineţi **Substanţele solide cristaline capabile să fixeze un anumit număr de molecule de apă şi care au o compoziţie chimică definită se numesc cristalohidraţi.**

Apa conţinută de cristalohidraţi se numeşte apă de cristalizare.

Printre cei mai cunoscuţi cristalohidraţi se află: $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ (piatră vânătă), $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$ (ghips), $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ (sodă de rufe), $CaSO_4 \cdot 1/2\ H_2O$ (ipsos), $MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$ (sare amară), $KAl(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$ (alaun sau sare acră), $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$ (calaican).

Cei mai mulţi cristalohidraţi provin din săruri. În cristalohidraţi, moleculele de apă pot fi reţinute de anioni, de cationi sau pot ocupa anumite poziţii în reţeaua cristalină.

Prin încălzire, cristalohidraţii pierd apa de cristalizare. În urma deshidratării cristalohidraţilor se obţin substanţe anhidre.

În unele cazuri, deshidratarea cristalohidraţilor este însoţită de modificarea culorii.

Verificaţi şi consolidaţi

Efectuaţi experimentul A indicat în fişa de laborator 5.4.2.

Efectuând experimentul A din fişa de laborator 5.4.2. se observă că, prin încălzirea unei probe de piatră vânătă, dispare culoarea albastră specifică ionului Cu^{2+} hidratat. Culoarea albastră reapare după umezirea sulfatului de cupru anhidru.

Lăsaţi în vase deschise şi fără să fie încălziţi, unii cristalohidraţi pierd o parte din apa de cristalizare. Astfel de substanţe se numesc eflorescente. De exemplu, soda de rufe ($Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$), lăsată în vase deschise, pierde în timp o parte din apa de cristalizare şi se transformă într-o pulbere albă.

Unele substanţe, ca de exemplu: NaOH, $CaCl_2$, $AlCl_3$, $FeCl_3$, $CrCl_3$, absorb vaporii de apă din atmosferă şi se umezesc. Astfel de substanţe se numesc substanţe hidroscopice. Dacă nu sunt păstrate în vase bine închise, absorb atât de multă apă, încât se dizolvă în ea.

Fig. 5.4.3. Exsicator

Substanţele hidroscopice sunt utilizate pentru a obţine o atmosferă uscată în unele recipiente.

În exsicator se poate obţine o atmosferă lipsită de vapori de apă, dacă se pune pe fundul exsicatorului o substanţă hidroscopică, de exemplu $CaCl_2$ anhidru.

Verificaţi şi consolidaţi

Urmăriţi rezolvarea unei probleme cu cristalohidraţi.

Sulfatul cristalizat al unui metal divalent conţine 20,144% metal şi, prin deshidratarea totală la încălzire, îi scade masa cu 45,32%. Determinaţi:

a) formula moleculară a cristalohidratului;

b) masa de cristalohidrat necesară preparării a 250 g soluţie de concentraţie 10%;

c) volumul de apă ce trebuie adăugat peste cristalohidrat pentru a prepara soluţia de la punctul b).

Rezolvare:

a) Scăderea masei cristalohidratului este datorată eliminării apei de cristalizare.

$$MeSO_4 \cdot nH_2O \xrightarrow{t^\circ} MeSO_4 + nH_2O$$

În 100 g $MeSO_4 \cdot nH_2O$ se află: 45,32 g H_2O şi 100-45,32 = 54,68 g $MeSO_4$.

Citiţi cu atenţie modul de lucru. Efectuaţi experimentele. Copiaţi pe caiete datele din rubricile 4 şi 5 şi completaţi spaţiile libere în funcţie de observaţiile făcute. Notaţi şi alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi şi ustensile	Modul de lucru	Ecuaţiile reacţiilor chimice şi observaţii	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Deshidratarea $CuSO_4 \cdot 5H_2O$	• $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ • capsulă • spatulă	Într-o capsulă de porţelan puneţi 2-3 spatule de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, aşezaţi capsula pe o sită de azbest şi încălziţi. După răcire adăugaţi câteva picături de apă.	Prin încălzire, dispare culoarea ..... Prin umezire, reapare culoarea	Ionul Cu^{2+} hidratat are culoarea .....
B. Prepararea a 50g de soluţie de $CuSO_4$ de concentraţie 10% folosind piatră vânătă ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$)	• $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ • apă distilată • pahar Berzelius • spatulă • cilindru gradat	Calculaţi masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ şi volumul de apă necesare preparării soluţiei cerute. Cântăriţi masa de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ necesară şi o puneţi într-un pahar Berzelius. Măsuraţi cu cilindrul gradat volumul de apă necesar şi turnaţi apa în pahar. Agitaţi.	$m_d = \frac{c \cdot m_s}{100}$ $\mu_{CuSO_4} = 160g/mol$ $\mu_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = 250g/mol$ $250g\ CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ..... $160g\ CuSO_4$ .... $5 \cdot 18\ gH_2O$ y $m_d CuSO_4$ x $y = \frac{m_d \cdot 250}{160} =$; $x = \frac{m_d \cdot 5 \cdot 18}{160} =$ $m_{apă\ adăugată} = m_s - m_d - x =$ $V_{apă} = \frac{m_{apă}}{1g/cm^3} =$	Stabiliţi etapele preparării unei soluţii de o anumită concentraţie procentuală, folosind un cristalohidrat.

$\mu_{MeSO_4} = (A_{Me} + 96)$ g/mol

$(A_{Me} + 96)$ g $MeSO_4$ ..... $n \cdot 18$ g H_2O
54,68 g $MeSO_4$ ..... 45,32 g H_2O

rezultă: $A_{Me} + 96 = 21,72n$

$\mu_{MeSO_4} \cdot nH_2O = (A_{Me} + 96 + n \cdot 18)$ g/mol ; $\mu_{MeSO_4} \cdot nH_2O = 21,72n + 18n = 39,72n$ g/mol
$39,72n$ g $MeSO_4 \cdot nH_2O$ ..... A_{Me} g Me
100 g $MeSO_4 \cdot nH_2O$ .....20,144 g Me

rezultă: $A_{Me} = \frac{39,72n \cdot 20,144}{100} = 8n$

Din $A_{Me} + 96 = 21,72n \Rightarrow 8n + 96 = 21,72n \Rightarrow n = 7$.
$A_{Me} = 8n$; $A_{Me} = 8 \cdot 7 = 56$.
Formula cristalohidratului este: $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

b)

$$c = \frac{m_d}{m_s} \cdot 100 \Rightarrow m_{FeSO_4} = \frac{250 \cdot 10}{100} = 25 \text{ g}$$

$\mu_{FeSO_4} = 152$ g/mol ; $\mu_{FeSO_4 \cdot 7H_2O} = \mu_{FeSO_4} + 7\mu_{H_2O} = 278$ g/mol

278 g $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ..... 152 g $FeSO_4$
x g $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ ..... 25 g $FeSO_4$
rezultă: $x = 45,72$ g $FeSO_4 \cdot 7H_2O$

c) $m_{H_2O} = 250 - 45,72 = 204,28$ g
$\rho_{H_2O} = 1$ g/cm^3 $\Rightarrow V_{H_2O} = 204,28$ cm^3

Verificați și consolidați

Preparați soluția indicată în experimentul B din fișa de laborator 5.4.2.

Aplicații

1.* În funcție de condițiile de lucru, clorura de calciu, care se separă prin cristalizare din soluție, poate forma doi cristalohidrați: unul conține 18,265% calciu, iar celălalt 39,344% apă. Determinați formula acestor doi cristalohidrați.

2.* Prin încălzire, piatra vânătă se deshidratează în trepte și formează cristalohidrați intermediari, cu un conținut mai mic de apă de cristalilzare. Determinați structura cristalohidratului care are următoarea compoziție procentuală de masă: 35,955% Cu; 17,977% S; 1,123% H; 44,934% O.

3.* Determinați masa de apă ce trebuie adăugată peste piatra vânătă ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) pentru a obține 250 g soluție saturată la 62°C, știind că solubilitatea sulfatului de cupru ($CuSO_4$) la 62°C este de 40 g/100 g apă.

4.* Într-un litru de apă (ρ=1 g/cm^3) se dizolvă 307,5 g sare amară ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$). Calculați concentrația procentuală a soluției obținute.

5.* Indicați volumul de apă (ρ=1 g/cm^3) ce trebuie adăugat peste 500 g piatră vânătă ($CuSO_4 \cdot 5H_2O$) pentru a obține o soluție de concentrație 25%.

6. Solubilitatea $CuSO_4$ la 45°C este 30g $CuSO_4$/100 g H_2O. Calculați concentrația procentuală a soluției saturate la această temperatură.

7.* Într-un cristalohidrat, raportul de masă dintre elementele componente este: Na:C:H:O = 23:6:10:104. Determinați:

a) formula chimică a cristalohidratului;

b) scăderea masei cristalohidratului prin calcinare, exprimată în procente de masă.

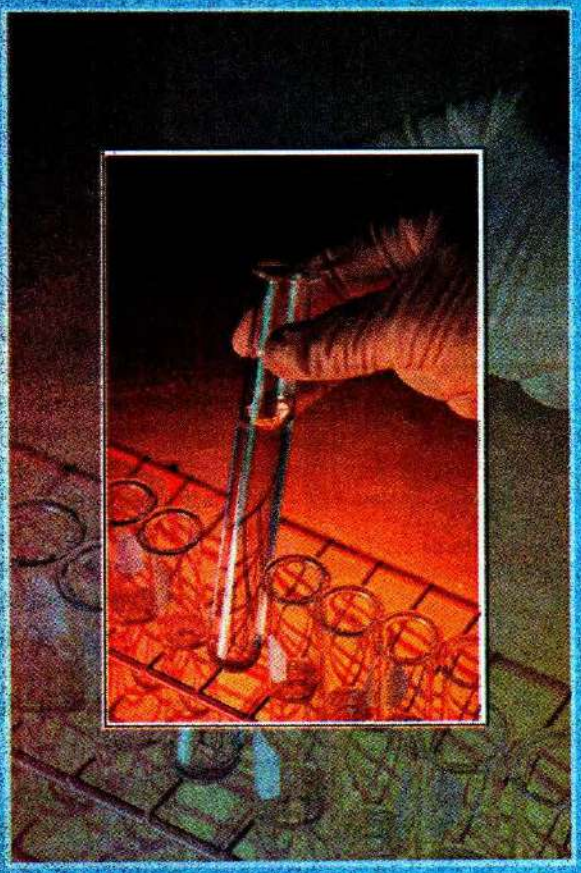
8.* În 500 cm^3 soluție de $CuSO_4$ 0,1 M, se adaugă piatră vânătă până când molaritatea ionilor Cu^{2+} devine 0,2 M. Determinați masa de piatră vânătă adăugată, considerând că volumul soluției nu se modifică.

Capitolul 6

ECHILIBRUL CHIMIC

6.1. Echilibrul chimic
6.2. Factorii care influenţează echilibrul chimic

"Singura apărare în faţa lumii înconjurătoare este cunoaşterea ei temeinică."
(John Locke)



- Care sunt factorii care influenţează echilibrul chimic?
- Cum poate fi controlată desfăşurarea unei reacţii reversibile?

6.1. Echilibrul chimic

Curriculum diferenţiat

Schema generală a unei reacţii chimice este:

reactanţi → produşi de reacţie

În schema 6.1.1. sunt indicate rezultatele constatate experimental referitoare la reacţiile:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightarrow H_2(g) + CO_2(g) \quad (A)$$
$$H_2(g) + CO_2(g) \rightarrow CO(g) + H_2O(g) \quad (B)$$

care s-au desfăşurat în aceleaşi condiţii de temperatură şi presiune.

Analizaţi şi descoperiţi

Analizaţi datele din schema 6.1.1. şi comparaţi compoziţia amestecului de reacţie în cele două cazuri.

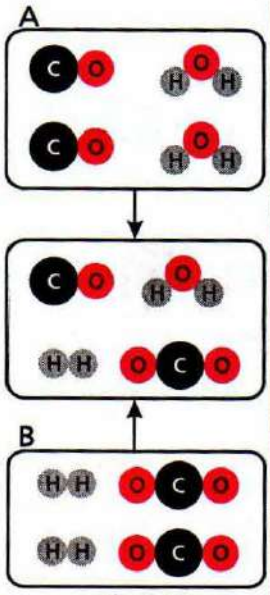


Fig. 6.1.2. Reprezentarea stării de echilibru

Schema 6.1.1.

	reactanţi		⟶ produşi de reacţie	
A:	$CO(g)$ +	$H_2O(g)$	⟶ $H_2(g)$ +	$CO_2(g)$
amestec iniţial:	1 mol	1 mol	—	—
amestec final:	0,473 moli	0,473 moli	0,527 moli	0,527 moli
B:	$H_2(g)$ +	$CO_2(g)$	⟶ $CO(g)$ +	$H_2O(g)$
amestec iniţial:	1 mol	1 mol	—	—
amestec final:	0,527 moli	0,527 moli	0,473 moli	0,473 moli

Se observă că s-a pornit, de fiecare dată, de la un amestec format din câte un mol din fiecare reactant şi s-a obţinut, în ambele cazuri, un amestec de reacţie cu aceeaşi compoziţie. În amestecul final, se află toate cele patru substanţe participante la reacţie.

În aceleaşi condiţii de lucru, a fost posibilă şi reacţia A, dintre monoxid de carbon (CO) şi apă (H_2O), şi reacţia B, dintre hidrogen (H_2) şi dioxid de carbon (CO_2).

Cele două transformări constituie o reacţie reversibilă care se reprezintă prin ecuaţia chimică:

$$CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows H_2(g) + CO_2(g)$$

Semnul ⇄ indică faptul că reacţia se poate desfăşura în ambele sensuri.

Reţineţi **Reacţia care, în aceleaşi condiţii de lucru, poate decurge în ambele sensuri se numeşte reacţie reversibilă.**

În cazul unei reacţii reversibile, sunt prezente întotdeauna, în amestecul de reacţie, toate speciile chimice participante la reacţie.

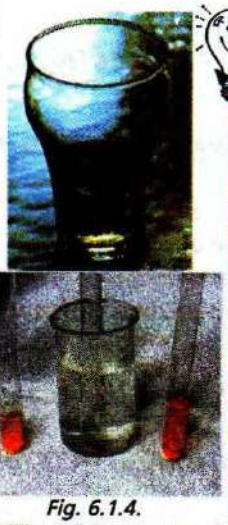
O reacţie reversibilă evoluează spre o stare în care sunt prezenţi atât reactanţii cât şi produşii de reacţie, în anumite proporţii, numită stare de echilibru.

Reţineţi **Un sistem chimic format din reactanţi şi produşi de reacţie, care pot să reacţioneze între ei, se află în stare de echilibru dacă are o compoziţie constantă în timp, la o anumită temperatură şi la o anumită presiune.**

În funcție de natura proceselor care duc la starea de echilibru se disting:

- echilibre fizice, specifice unor fenomene fizice (dizolvarea, topirea etc.);
- echilibre chimice, specifice reacțiilor chimice.

a)



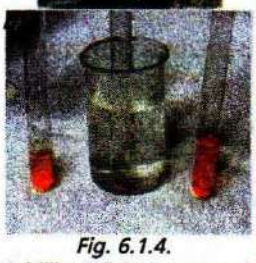


Fig. 6.1.4. Echilibrul fizic: amestecul de apă și gheață la 0°C (a), dizolvarea și recristalizarea PbI_2 (b)

Analizați și descoperiți

Efectuați experimentul A din fișa de laborator 6.1.3., analizați concluziile obținute și alegeți variantele corecte din enunțurile de mai jos.

Compoziția sistemului aflat în echilibru rămâne constantă, dacă parametrii la care s-a stabilit echilibrul se modifică/nu se modifică. Dacă acești parametri se modifică, sistemul chimic nu-și schimbă starea de echilibru/evoluează spre o nouă stare de echilibru specifică noilor condiții.

Dacă parametrii revin la valorile inițiale, sistemul chimic revine/nu revine la starea inițială de echilibru.

Reținеți

Un sistem aflat în echilibru se caracterizează prin următoarele proprietăți:

- **este stabil; nu-și schimbă starea de echilibru atâta timp cât asupra lui nu acționează un factor extern;**
- **prezintă mobilitate; evoluează către o nouă stare de echilibru dacă asupra lui acționează un factor extern (o constrângere) și revine spontan la starea inițială când încetează constrângerea;**
- **are caracter dinamic; la echilibru, transformările nu încetează, cele două reacții, directă și inversă, se desfășoară simultan, cu viteze egale.**

Starea de repaus aparent la atingerea echilibrului chimic se explică prin faptul că reacțiile în sensuri opuse decurg cu viteze egale. Cu alte cuvinte, numărul de moli dintr-un compus care se transformă, în unitatea de timp, în una din reacții, este egal cu numărul de moli din acel compus care se formează în unitatea de timp, din reacția în sens invers.

Prin urmare, concentrația fiecărui component la echilibru este constantă.

S-a determinat experimental și s-a demonstrat teoretic că, pentru un sistem chimic aflat în echilibru, bazat pe reacția:

$$aA + bB \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} cC + dD$$

raportul: $\frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$, unde [A], [B], [C], [D] reprezintă concentrațiile molare ale compușilor A, B, C, D la echilibru, este constant, la temperatură constantă:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Această expresie arată că modificarea concentrației unui component al unui sistem chimic în echilibru determină modificarea concentrațiilor celorlalți componenți ai sistemului, în așa fel încât raportul de mai sus să rămână constant, la temperatură constantă. K_c, numită constantă de echilibru, este o constantă specifică fiecărui sistem chimic. Valoarea ei depinde de temperatură. Același sistem chimic este caracterizat prin valori diferite pentru K_c, la temperaturi diferite.

- *Cato Maximilian Guldberg (1836 - 1902), chimist și matematician norvegian, a fost profesor universitar la Oslo. A făcut cercetări fundamentale în domeniul chimiei - fizice, privind termodinamica, echilibrul reacțiilor chimice, afinitatea chimică. A descoperit, împreună cu P. Waage, legea acțiunii maselor.*
- *Peter Waage (1833 - 1900), chimist norvegian, a fost profesor universitar la Oslo și a făcut cercetări în domeniul chimiei - fizice și studii privind echilibrul reacțiilor chimice.*

Această concluzie reprezintă *legea acțiunii maselor* enunțată de Guldberg și Waage, în 1867.

Reţineţi

Pentru un sistem chimic în echilibru, bazat pe reacția:

$$aA + bB \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} cC + dD$$

expresia legii acțiunii maselor este: $K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$ **, unde [A], [B], [C], [D] sunt concentrațiile molare ale compușilor A, B, C, D la echilibru.**

La temperatură constantă, raportul dintre produsul concentrațiilor produșilor de reacție și produsul concentrațiilor reactanților, fiecare concentrație fiind ridicată la o putere egală cu coeficientul substanței respective din ecuația chimică, este constant.

Verificaţi şi consolidaţi

Scrieți expresia constantei de echilibru K_c și determinați unitatea ei de măsură pentru fiecare dintre reacțiile reversibile:

a) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$; b) $CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows H_2(g) + CO_2(g)$.

Henry Louis Le Châtelier (1850 - 1936), chimist francez, profesor la Colegiul Franței (1898), a făcut cercetări în domeniul chimiei fizice și anorganice. A formulat principiul care îi poartă numele.

Constanta de echilibru K_c nu este influențată de prezența catalizatorilor, de variația concentrației substanțelor componente ale sistemului chimic, de variația presiunii sistemului.

Catalizatorii măresc viteza reacțiilor și starea de echilibru se atinge mai repede. Variația concentrației sau a presiunii duce la modificarea compoziției stării de echilibru.

Examinând comportarea unor sisteme aflate în echilibru, chimistul francez Henry Louis Le Châtelier a emis, în 1884, un principiu valabil pentru toate sistemele în echilibru, numit principiul lui Le Châtelier.

Reţineţi

Dacă asupra unui sistem aflat în echilibru acționează o constrângere, echilibrul se deplasează în sensul diminuării constrângerii.

Prin constrângere se înțelege o modificare a unuia sau a mai multor factori care determină starea de echilibru: concentrație, temperatură, presiune.

Cunoașterea comportării unui amestec de substanțe în echilibru chimic este importantă practic pentru că permite calcularea randamentelor reacțiilor chimice.

Analizaţi şi descoperiţi

Urmăriți rezolvarea unei probleme pe baza legii acțiunii masei.

Să se determine compoziția la echilibru, în procente molare, a sistemului: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$

știind că s-au introdus în reacție 4 moli de amestec echimolecular de hidrogen și iod. Constanta de echilibru K_c=50.

Pentru rezolvarea problemei se completează tabelul 6.1.4.

Înlocuind concentrațiile la echilibru în expresia constantei de echilibru:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} \quad \text{rezultă} \quad 50 = \frac{\left(\frac{2x}{V}\right)^2}{\frac{2-x}{V} \cdot \frac{2-x}{V}}$$, de unde x=1,56 moli

Tabelul 6.1.4.

		1 mol H_2 x moli	+	1 mol I_2 x moli	⇄	2 moli 2HI 2x moli
numărul de moli aflați inițial în amestec	(I)	2 moli		2 moli		—
numărul de moli care se consumă până la stabilirea echilibrului	(C)	x moli		x moli		—
numărul de moli la echilibru	(E)	(2-x) moli		(2-x) moli		2xmoli
concentrațiile molare la echilibru	(c_M)	(2-x)/V mol/L		(2-x)/V mol/L		2x/V mol/L

Numărul de moli la echlibru:

$\nu_{H_2} = 2\text{-}1{,}56 = 0{,}44$ *moli,* $\nu_{I_2} = 0{,}44$ *moli,* $\nu_{HI} = 2 \cdot 1{,}56 = 3{,}12$ *moli.*

Numărul total de moli la echilibru:

$\nu_t = 0{,}44 + 0{,}44 + 3{,}12 = 4$ *moli*

4 moli amestec ..... 0,44 moli H_2 *..... 0,44 moli* I_2 *..... 3,12 moli HI*

100 moli amestec ..... x ..... y ..... z

$$x = \frac{0{,}44 \cdot 100}{4} = 11\%\ H_2,\ y = 11\%\ I_2,\ z = \frac{3{,}12 \cdot 100}{4} = 78\%\ HI$$

Aplicații

1.* Pentru sistemul în echilibru: $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ determinați valoarea constantei de echilibru K_c, știind că PCl_5 are inițial $c_M = 2$ mol/L, iar la echilibru are $c_M = 0{,}5$ mol/L.

2.* Într-un vas cu volumul de 0,5 L, se introduc 148,5 g amestec echimolecular de CO și Cl_2 care reacționează conform reacției: $CO(g) + Cl_2(g) \rightleftarrows COCl_2(g)$. Știind că după stabilirea echilibrului s-au obținut 0,5 moli $COCl_2$, să se determine procentul de CO transformat și valoarea constantei de echilibru K_c.

3.* Pentru sistemul: $CO(g) + H_2O(g) \rightleftarrows H_2 + CO_2(g)$ s-au găsit la echilibru: 0,5 moli H_2, 1 mol CO_2, 0,4 moli CO și 1 mol H_2O. Calculați:

a) compoziția procentuală molară a amestecului inițial, știind că în amestecul inițial nu se află hidrogen;

b) compoziția procentuală molară la echilibru, în cazul în care inițial sunt 4 moli de amestec echimolecular de CO și H_2O.

4.* Pentru sistemul $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ la presiune de 1 atmosferă și temperatura de 250°C, s-au găsit la echilibru: 0,6 moli PCl_5, 1,4 moli PCl_3 și 0,4 moli Cl_2. Calculați:

a) constanta de echilibru K_C;

b) raportul molar PCl_5:PCl_3 inițial.

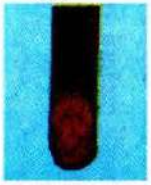
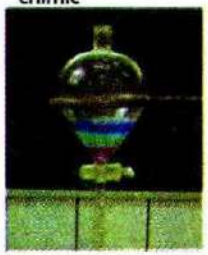
5.* Determinați valoarea constantei de echilibru K_c pentru sistemul în echilibru: $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$ dacă, inițial, acesta conține 4moli amestec echimolecular de $H_2(g)$ și $I_2(g)$, iar randamentul de transformare al iodului este de 20%.

6.* Pentru sistemul: $PCl_5(g) \rightleftarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$ densitatea relativă a amestecului gazos la echilibru în raport cu hidrogenul este 72,55. Determinați constanta de echilibru K_c și procentul molar de PCl_5 transformată, considerând volumul incintei de reacție de 1 L.

7.* La descompunerea iodului: $I_2(g) \rightleftarrows 2I(g)$ la 1027°C și 1 atm, se obține la echilibru un amestec gazos cu masa molară medie $\overline{\mu} = 212$ *g/mol*. Calculați procentul molar de iod disociat.

Fișa de laborator 6.1.3.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubricile 4 și 5 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Descompunerea HgI_2 	• soluție de $HgCl_2$ • soluție de KI • pahar Berzelius • pâlnie de filtrare • hârtie de filtru • spatulă • eprubetă cu dop • clește de lemn	Într-un pahar Berzelius de 50 mL, puneți 5 mL soluție de $HgCl_2$ și adăugați în porții mici soluție de KI până la apariția unui precipitat roșu - corai de HgI_2. Separați precipitatul de HgI_2 prin filtrare, îl uscați și îl introduceți într-o eprubetă prevăzută cu dop. Încălziți eprubeta și apoi răciți ușor. Repetați de mai multe ori.	$HgCl_2(aq) + 2KI(aq) \rightarrow HgI_2(s) + 2KCl(aq)$ $2HgI_2 \underset{\text{răcire}}{\overset{\text{încălzire}}{\rightleftharpoons}} Hg_2I_2 + I_2$ roșu-corai verde La cald, HgI_2 de culoare ..... se descompune în Hg_2I_2 de culoare ..... și I_2. La rece, are loc reacția ....., de formare a	În amestecul de reacție, la echilibru se află: HgI_2 (roșu), Hg_2I_2 (verde), I_2 (violet). Echilibrul se deplasează ori de câte ori se modifică ..... amestecului.
B. Influența concentrației asupra echilibrului chimic 	• soluție de $CuCl_2$ • soluție de KI • soluție concentrată de NH_3 • CCl_4 sau $CHCl_3$ • 2 pâlnii de separare • cilindru gradat	În două pâlnii de separare de 100 mL, introduceți câte 25 mL soluție diluată de $CuCl_2$ și adăugați câteva picături de soluție diluată de KI. În prima pâlnie introduceți 3 mL CCl_4 sau $CHCl_3$, puneți dopul și agitați. În a doua pâlnie, introduceți 3 mL soluție de NH_3, și puneți dopul și agitați.	$2CuCl_2(aq) + 4KI(aq) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2CuI(s) +$ $+4KCl(aq) + I_2(aq)$ • La adăugare de CCl_4 (solvent nepolar), I_2 se dizolvă în CCl_4 și este scos din soluția apoasă. Se observă o colorare a stratului de CCl_4 în ..... și o intensificare a culorii ..... Echilibrul s-a deplasat în sensul ..... • La adăugare de NH_3, s-a format ionul complex $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ de culoare ..... Se observă o ..... a intensității culorii ..... Echilibrul s-a deplasat în sensul	La micșorarea concentrației iodului din soluția apoasă, echilibrul s-a deplasat în sensul ..... I_2. La micșorarea concentrației ionilor Cu^{2+} din soluția apoasă, echilibrul s-a deplasat în sensul ..... ionilor Cu^{2+}.
C. Influența temperaturii asupra echilibrului chimic	• soluție de HNO_3 • 3 eprubete cu dop • eprubete cu dop și tub lateral • 2 pahare Berzelius	Atenție! Lucrați sub nișă. HNO_3 produce arsuri și NO_2 este toxic. Într-o eprubetă prevăzută cu dop și cu tub lateral, introduceți Cu și turnați soluție de HNO_3. Gazul rezultat îl culegeți în trei eprubete cu dopuri etanșe. Culoarea în cele trei eprubete trebuie să fie de aceeași intensitate (gazul are aceeași compoziție). O eprubetă o păstrați la temperatura camerei, o eprubetă o introduceți într-un pahar cu apă și gheață, iar a treia eprubetă o introduceți într-un pahar cu apă fierbinte. Schimbați, de mai multe ori, locul ultimelor două eprubete, pentru a le încălzi și apoi a le răci.	$3Cu(s) + 8HNO_3(aq) \rightarrow 3Cu(NO_3)_2(aq) + 2NO(g) + 4H_2O(l)$ $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$ $2NO_2(g) \underset{\text{încălzire(2)}}{\overset{\text{răcire(1)}}{\rightleftharpoons}} N_2O_4(g) + Q$ brun incolor La încălzire, culoarea brun se ..... Echilibrul se deplasează în sensul ..... La răcire, culoarea brun se ..... Echilibrul se deplasează în sensul	La încălzire, echilibrul se deplasează în sensul reacției de descompunere a N_2O_4, ce are loc cu ..... de căldură. La răcire, echilibrul se deplasează în sensul reacției de formare a N_2O_4, ce are loc cu ..... de căldură.

6.2. Factorii care influenţează echilibrul chimic

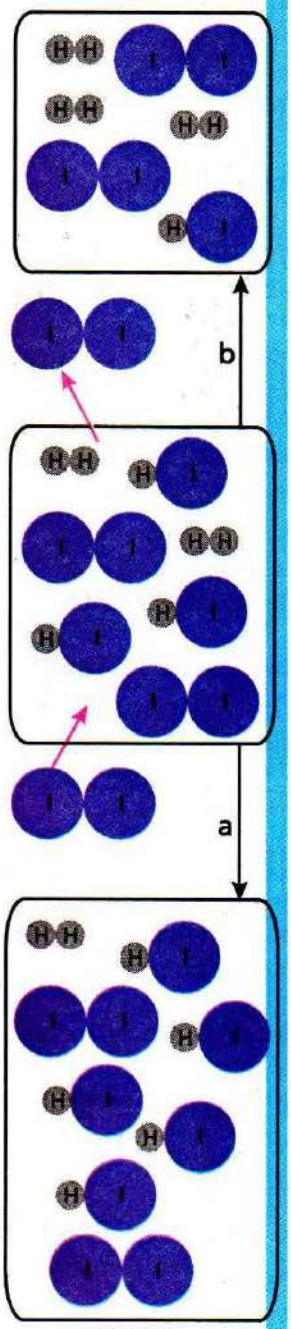


Fig. 6.2.1. Reprezentarea deplasării echilibrului $H_2(g) + I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$ la mărirea concentraţiei în I_2 (a) şi la micşorarea concentraţiei în I_2 (b)

Influenţa concentraţiei asupra echilibrului chimic

Un factor important care influenţează un sistem chimic aflat în echilibru este concentraţia reactanţilor şi a produşilor de reacţie. Legea acţiunii maselor prevede că, la modificarea concentraţiei unui component al unui sistem chimic aflat în echilibru, echilibrul chimic se deplasează şi se stabileşte la noi concentraţii pentru care raportul respectiv este constant.

Astfel, considerând cazul general:

$$aA + bB \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} cC + dD \qquad \text{pentru care} \qquad K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

mărirea concentraţiei unui reactant A sau B duce la mărirea numitorului în raportul de mai sus. Ca acest raport să rămână constant trebuie să se mărească concentraţiile produşilor de reacţie C şi D şi să se micşoreze concentraţiile reactanţilor A şi B. Pentru aceasta, reacţia în sensul 1 trebuie să se desfăşoare cu viteză mai mare şi o parte din reactanţi să se transforme în produşi de reacţie.

Procesul se desfăşoară în sens invers la mărirea concentraţiei unuia dintre produşii de reacţie C sau D.

Micşorarea concentraţiei unui reactant A sau B duce la micşorarea numitorului în raportul de mai sus. Ca raportul să rămână constant, trebuie să se micşoreze concentraţiile reactanţilor C şi D şi să se mărească concentraţiile reactanţilor A şi B. Pentru aceasta, reacţia în sensul 2 trebuie să se desfăşoare cu viteză mai mare şi o parte din produşii de reacţie să se transforme în reactanţi.

Procesul de desfăşoară în sens invers la micşorarea concentraţiei unuia dintre produşii de reacţie C sau D.

Analizaţi şi descoperiţi

Efectuaţi experimentul B din fişa de laborator 6.1.3., analizaţi concluziile acestui experiment şi raţionamentul teoretic de mai sus şi alegeţi variantele corecte din afirmaţiile de mai jos.

a) La creşterea concentraţiei unui reactant, echilibrul se deplasează în sensul 1/2, în sensul consumării/formării acelui reactant.

b) La creşterea concentraţiei unui produs de reacţie, echilibrul se deplasează în sensul 1/2, în sensul consumării/formării acelui produs de reacţie.

c)La micşorarea concentraţiei unui reactant, echilibrul chimic se deplasează în sensul 1/2, în sensul consumării/formării acelui reactant.

d) La micşorarea concentraţiei unui produs de reacţie, echilibrul se deplasează în sensul 1/2, în sensul consumării/formării acelui produs de reacţie.

Reţineţi

Dacă într-un sistem chimic aflat la echilibru:

- **se măreşte concentraţia unui component, echilibrul se deplasează în sensul consumării acelui component;**
- **se micşorează concentraţia unui component, echilibrul se deplasează în sensul formării acelui component.**

Verificați și consolidați

Indicați cum se deplasează echilibrul în fază lichidă:

$$\underset{\text{acid acetic}}{CH_3COOH} + \underset{\text{alcool etilic}}{C_2H_5OH} \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{acetat de etil}}{CH_3COOC_2H_5} + \underset{\text{apă}}{H_2O}$$

dacă: a) se adaugă acid acetic;

b) se adaugă apă;

c) se adaugă o panglică de magneziu ($2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2$).

Influența temperaturii asupra echilibrului chimic

Analizați și descoperiți

Efectuați experimentul C din fișa de laborator 6.1.3., analizați concluziile acestui experiment și alegeți variantele corecte din enunțurile de mai jos.

Reacția de dimerizare a dioxidului de azot (NO_2) este o reacție endotermă/exotermă. La încălzirea amestecului gazos, echilibrul s-a deplasat în sensul reacției endoterme/exoterme.

Reacția de descompunere a tetraoxidului de diazot (N_2O_4) este o reacție endotermă/exotermă. La răcirea amestecului gazos, echilibrul s-a deplasat în sensul reacției endoterme/exoterme.

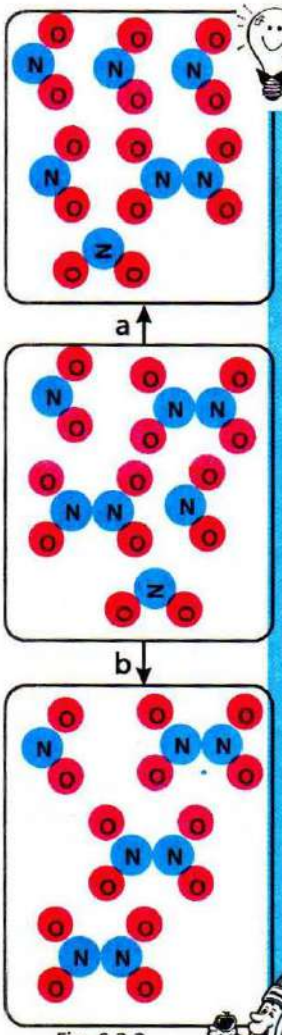


Fig. 6.2.2. Reprezentarea deplasării echilibrului $2NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$ la încălzire (a), la răcire (b)

Reținеți

Dacă asupra unui sistem aflat în echilibru se acționează prin:

- **creșterea temperaturii, echilibrul se deplasează în sensul reacției endoterme;**
- **scăderea temperaturii, echilibrul se deplasează în sensul reacției exoterme.**

Această concluzie este susținută și de principiul lui Le Chatelier.

$$aA + bB + Q \underset{2\ (\text{reacție exotermă})}{\overset{1\ (\text{reacție endotermă})}{\rightleftharpoons}} cC + dD$$

Dacă un sistem chimic în echilibru este răcit, proces în care sistemul cedează energie agentului de răcire, el se va deplasa în așa fel încât să se opună pierderii de energie. Prin urmare, se va deplasa în sensul reacției exoterme, reacție ce are loc cu degajare de energie. În exemplul de mai sus, echilibrul se va deplasa în sensul 2.

Dacă un sistem chimic în echilibru este încălzit, proces în care sistemul primește energie, el se va deplasa în așa fel, încât să consume din energia primită. Se va deplasa în sensul reacției endoterme. În exemplul de mai sus, echilibrul se va deplasa în sensul 1.

Verificați și consolidați

Se consideră sistemul în echilibru: $H_2(g) + I_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} 2HI(g) + Q$

Indicați care este efectul scăderii temperaturii asupra echilibrului. Ce se întâmplă cu concentrația acidului iodhidric?

Influența presiunii asupra echilibrului chimic

Presiunea este un parametru de stare al gazelor și este datorată ciocnirilor particulelor de gaz de peretele recipientului în care se află gazul. Un număr mai mare de moli de gaz determină într-un recipient o presiune mai mare decât un număr mai mic de moli de gaz.

Analizați și descoperiți

Se consideră sistemul gazos în echilibru:

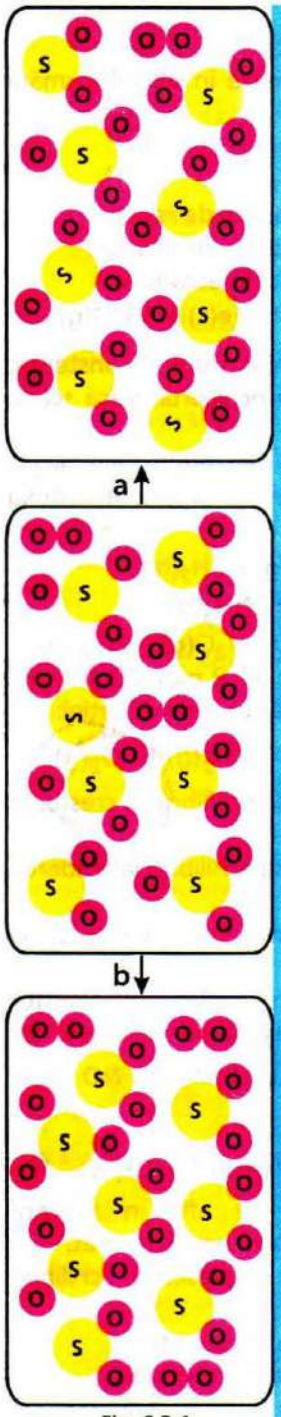


Fig. 6.2.4. Reprezentarea deplasării echilibrului $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2SO_3(g)$ la mărirea presiunii (a) și la micșorarea presiunii (b)

$$2SO_2(g) + O_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} 2SO_3(g)$$

Copiați pe caiete enunțurile de mai jos și completați spațiile libere cu cuvintele: mărirea, micșorarea, trei, doi, astfel încât afirmațiile să fie adevărate.

Oxidarea dioxidului de sulf (SO_2) la trioxid de sulf (SO_3) are loc cu ..... numărului de moli de la ..... la .....

Descompunerea trioxidului de sulf (SO_3) la dioxidul de sulf (SO_2) și oxigen (O) are loc cu ..... numărului de moli de la ..... la .....

Conform principiului lui Le Châtelier, dacă se mărește presiunea unui sistem gazos în echilibru, echilibrul se va opune creșterii presiunii și va evolua spre o nouă stare în care să se afle un număr mai mic de moli de gaz. În cazul analizat, la creșterea presiunii, echilibrul se va deplasa în sensul formării trioxidului de sulf. Reacția în acest sens va decurge cu viteză mai mare decât reacția în sens invers.

Dacă se micșorează presiunea unui sistem gazos în echilibru, echilibrul se va opune scăderii presiunii și va evolua spre o nouă stare în care să se afle un număr mai mare de moli de gaz. În exemplul analizat, scăderea presiunii va determina deplasarea echilibrului în sensul descompunerii trioxidului de sulf.

Analizați și descoperiți *Analizați următoarea reacție de echilibru:*

$$N_2(g) + O_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} 2NO(g)$$

și stabiliți cum se va deplasa echilibrul la creșterea presiunii și la scăderea presiunii.

Se observă că reacția de mai sus decurge fără variația numărului de moli de gaz și, prin urmare, echilibrul nu va fi influențat de variația presiunii.

Reținеți

Presiunea influențează compoziția sistemelor chimice aflate în echilibru în care cel puțin un compoment este în fază gazoasă și la care reacțiile au loc cu variația numărului de moli de gaz.

Dacă asupra unui sistem gazos aflat în echilibru se acționează prin:

· creșterea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul formării unui număr mai mic de moli de gaz;

· scăderea presiunii, echilibrul se deplasează în sensul formării unui număr mai mare de moli de gaz.

Verificați și consolidați

Amoniacul se obține industrial prin sinteza directă din elemente, conform ecuației:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftarrows}} 2NH_3(g) + Q$$

Apreciați cum trebuie să fie presiunea și temperatura amestecului gazos pentru a asigura obținerea amoniacului cu randament cât mai mare.

Chimiștii germani Fritz Haber (1868 - 1934) și Carl Bosch (1874 - 1940) au realizat în 1909 sinteza catalitică a amoniacului din elemente. În procedeul industrial Haber - Bosch, amoniacul se obține din azot și hidrogen la presiuni mari (100 - 1000 atm) și temperaturi de 400 - 500°C, în prezența catalizatorului oxid de fier.

Fritz Haber a primit Premiul Nobel în 1918, iar Carl Bosch în 1931.

Aplicaţii

1.* Indicaţi cum se deplasează echilibrul:

$4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$

dacă:

a) se adaugă HCl gazos la volum constant;

b) se adaugă Cl_2 gazos la volum constant;

c) creşte presiunea;

d) scade volumul amestecului.

2.* Se consideră echilibrul omogen în fază gazoasă:

$CH_4(g) + H_2O(g) + Q \rightleftarrows CO(g) + 3H_2(g)$

Alegeţi variantele corecte.

a) Dacă se adaugă vapori de apă, concentraţia hidrogenului:

A) scade; B) creşte;C) nu variază.

b) Dacă scade presiunea, concentraţia hidrogenului:

A) scade; B) creşte; C) nu variază.

c) Dacă se răceşte amestecul de reacţie la temperatura camerei, concentraţia hidrogenului:

A) scade; B) creşte; C) nu variază.

3.* Se consideră reacţia de obţinere a varului nestins: $CaCO_3(s) + Q \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)$

Apreciaţi cum trebuie să se lucreze pentru a se obţine varul nestins (CaO) cu randament cât mai mare:

A) în cuptoare închise etanş;

B) în cuptoare cu gură de evacuare a gazelor;

C) la temperaturi ridicate (900 - 1000°C);

D) la temperaturi scăzute.

4.* Se consideră reacţiile reversibile care se desfăşoară în vase închise:

$4NH_3(g)+5O_2(g) \rightleftarrows 4NO(g) + 6H_2O(g)$

$FeO(s) + CO(g) \rightleftarrows Fe(s) + CO_2(g)$

Indicaţi în ce sens se deplasează fiecare echilibru la:

a) creşterea presiunii;

b) creşterea volumului vasului de reacţie.

5.* Se consideră sistemul în echilibru:

$aA(g) + bB(g) \rightleftarrows cC(g) + dD(g)$

$(c+d) < (a+b)$

Echilibrul se deplasează în sensul formării compusului C când:

a) creşte presiunea;

b) scade presiunea;

c) creşte volumul vasului de reacţie;

d) scade volumul vasului de reacţie.

6.* Se consideră sistemul în echilibru:

$Fe_2O_3(s) + 3\ H_2(g) \rightleftarrows 2Fe(s) + 3H_2O(g)$

Considerând temperatura constantă, indicaţi cum se deplasează echilibrul, dacă scade presiunea.

7.* Pentru care dintre procesele de mai jos creşterea presiunii duce la mărirea randamentului în produşii de reacţie?

a) $2CH_4(g) \rightleftarrows C_2H_2(g) + 3H_2(g)$;

b) $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g)$;

c) $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftarrows 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$.

8.* Un amestec format din 2 moli CO şi 1 mol H_2O, la 500 K, reacţionează conform ecuaţiei:

$CO(g) + H_2O(g) + Q \rightleftarrows H_2(g) + CO_2(g)$

a) Cum se va deplasa echilibrul la creşterea temperaturii?

b) Cum se va deplasa echilibrul la scăderea presiunii?

c) Care este compoziţia sistemului la echilibru (K_c=1,25)?

9.* Într-un recipient se află un amestec echimolecular de NH_3 şi O_2. După ce a avut loc reacţia de oxidare pentru obţinerea NO şi se stabileşte echilibrul:

$4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightleftarrows 4NO(g) + 6H_2O(g) + Q$

se constată că oxigenul se află în procent volumetric de 8% în amestecul gazos format.

a) Indicaţi cum se deplasează echilibrul dacă:

- se măreşte temperatura;
- se micşorează presiunea;
- se măreşte cantitatea de oxigen.

b) Determinaţi raportul molar NH_3:O_2 după stabilirea echilibrului.

Test de evaluare

2p **1.*** Alegeți cuvântul din paranteză care completează corect fiecare afirmație.

a) La adăugarea unui component la un sistem chimic în echilibru, echilibrul se deplasează în sensul ..... concentrației componentului respectiv (creșterii, micșorării).

b) Dacă un component al unui sistem chimic aflat în echilibru este scos din amestecul de reacție, echilibrul chimic se deplasează în sensul ..... acelui component (consumării, formării).

2p **2.*** Se consideră reacția: $aA + bB + Q \rightleftarrows cC + dD$ cu $(c+d) > (a+b)$. Deplasarea echilibrului în sensul formării substanței D are loc:

a) la creșterea temperaturii;
b) la scăderea presiunii;
c) la creșterea presiunii;
d) la introducerea unui catalizator adecvat;
e) la creșterea concentrației substanței A.

Alegeți variantele corecte și argumentați.

3p **3.*** La 1000°C, în amestecul gazos aflat în echilibrul rezultat din reacția: $H_2(g)+I_2(g) \rightleftarrows 2HI(g)$ se află: 1,6 moli H_2, 0,128 moli I_2 și 3,2 moli HI. Determinați:

a) raportul molar $H_2:I_2$ inițial;

b) constanta de echilibru K_C;

c) compoziția amestecului la echilibru, dacă amestecul gazos inițial conține: 2 moli H_2, 1 mol I_2 și 3 moli HI.

2p **4.*** Pentru obținerea trioxidului de sulf (SO_3) se introduce într-un reactor un amestec gazos ce conține 75% SO_2 și 25% O_2 (procente volumetrice). Se încălzește acest amestec la 1000 K. După stabilirea echilibrului se constată că dioxidul de sulf s-a transformat în proporție de 20%. Determinați compoziția amestecului la echilibru, exprimată în procente molare.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu.

CHIMIA... altfel

Experiment

Într-un pahar, se află soluția următorului sistem chimic aflat în echilibru:

$$\underset{\text{galben}}{2K_2CrO_4} + 2HCl \rightleftarrows \underset{\text{portocaliu}}{K_2Cr_2O_7} + 2KCl + H_2O$$

Dacă la mesele de lucru se află două sticluțe neetichetate, conținând una soluție de HCl și cealaltă soluție de KCl, indicați un experiment prin care să identificați conținutul fiecărei sticluțe.

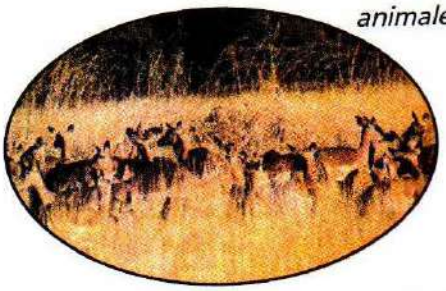
Echilibrul în natură

Pământul este singura planetă din sistemul nostru solar pe care s-a dezvoltat viaţa. Este leagănul plantelor şi al animalelor, printre care se numără şi omul.

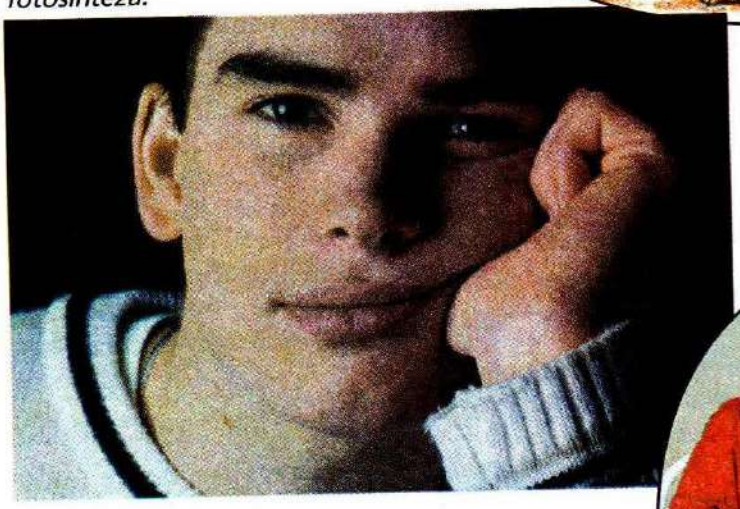
A întreţine prost planeta noastră înseamnă a o distruge.

Soarele este primul izvor de viaţă. Plantele îi captează energia pe care o folosesc în procesul de fotosinteză.

Plantele servesc drept hrană animalelor ierbivore.



Animalele ierbivore sunt mâncate de cele carnivore.



Plantele şi animalele moarte sunt consumate de bacterii, ciuperci etc.

Omul îşi pregăteşte hrana din plante şi animale.

Acest ansamblu reuneşte toate organismele vii, asigurând un echilibrul.

Când omul intervine brutal şi distruge un element al mediului natural, riscă întotdeauna să distrugă echilibrul ecologic, iar viaţa pe Terra este ameninţată.

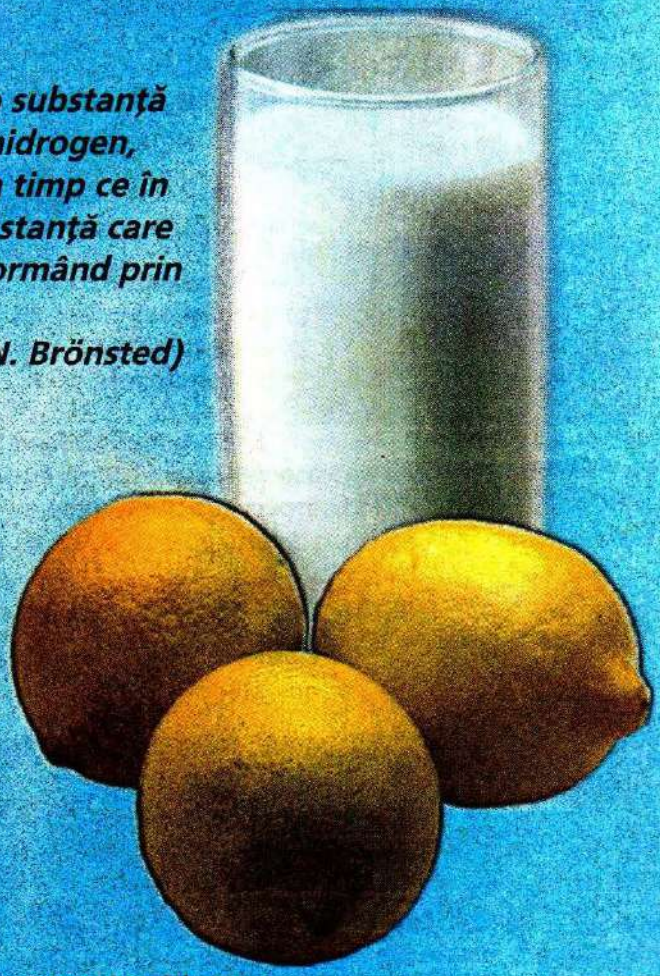
Capitolul 7

ACIZI ŞI BAZE

7.1. Acizi şi baze
7.2. Cuplul acid - bază conjugată
7.3. pH-ul soluţiilor apoase

"Se consideră un acid ca fiind o substanţă care poate pierde un ion de hidrogen, formând prin urmare o bază, în timp ce în reacţia inversă, baza este o substanţă care poate lua un ion de hidrogen, formând prin urmare un acid."

(J.N. Brönsted)



- Ce structură determină caracterul acid sau bazic al unei substanţe?
- Cum se poate aprecia caracterul acid sau bazic al unei soluţii?

7.1. Acizi şi baze

Acizii şi bazele sunt substanţe compuse anorganice sau organice implicate în multe procese naturale sau în reacţiile aplicate în laboratoarele de chimie şi în industria chimică.

În clasa a VIII-a s-au studiat principalele proprietăţi ale acizilor şi ale bazelor.

Verificaţi şi consolidaţi

Analizaţi schema 7.1.1., completaţi ecuaţiile indicate şi efectuaţi experimentul A din fişa de laborator 7.1.2.

Schema 7.1.1.

Acizii reacţionează cu:	• metalele active • oxizii de metal (oxizi bazici) • bazele (solubile şi insolubile) • sărurile acizilor mai slabi	Bazele solubile reacţionează cu:	• oxizii de nemetal (oxizi acizi) • acizii • sărurile metalelor care generează baze insolubile

$HCl + Zn \rightarrow$

$H_2SO_4 + CuO \rightarrow$

$HNO_3 + NaOH \rightarrow$

$H_2SO_4 + Cu(OH)_2 \rightarrow$

$HCl + CaCO_3 \rightarrow$

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$

$NaOH + HCl \rightarrow$

$NaOH + CuSO_4 \rightarrow$

Acizii şi bazelor acţionează asupra indicatorilor acido - bazici schimbându-le culoarea:

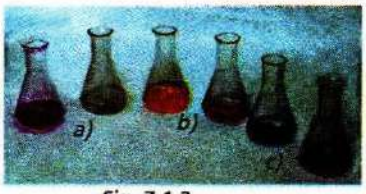


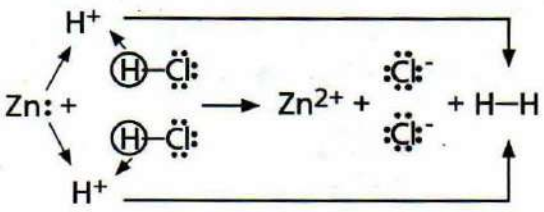
Fig. 7.1.3. Indicatori acido - bazici: fenolftaleină (a), metiloranj (b), turnesol (c)

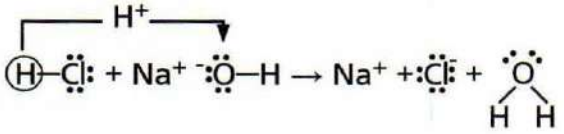
Indicatori	Soluţii acide	Soluţii bazice
• turnesol	• roşu	• albastru
• fenolftaleină	• incolor	• roşu
• metiloranj	• roşu deschis	• galben

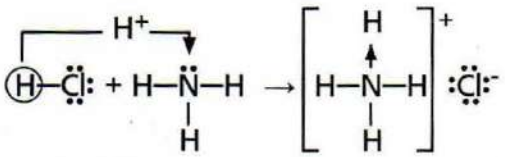
Se pune întrebarea de ce acizii sau de ce bazele au proprietăţi asemănătoare? Dacă au proprietăţi asemănătoare înseamnă că au şi un aspect structural comun.

Analizaţi şi descoperiţi

Analizaţi schemele de reacţie de mai jos şi indicaţi ce face acidul clorhidric când reacţionează cu zincul, cu hidroxidul de sodiu sau cu amoniacul.







Din reacţiile analizate, se observă că acidul clorhidric cedează ioni H^+, iar ionul hidroxid (HO^-) sau amoniacul (NH_3) acceptă ioni H^+.

Ionul H^+ este un nucleu de hidrogen, adică un proton.

Pe baza unor astfel de observaţii, chimiştii Brönsted şi Lowry au formulat definiţia protolitică a acizilor şi a bazelor.

Reţineţi **Acizii sunt specii chimice (molecule sau ioni) capabile să cedeze protoni.**

Bazele sunt specii chimice (molecule sau ioni) capabile să accepte protoni.

Acizi

Conform acestei teorii pot fi acizi speciile chimice:
- molecule neutre: HCl, H_2SO_4, H_2CO_3, H_2O;
- cationi: H_3O^+, NH_4^+;
- anioni: HSO_4^-, HCO_3^-.

După numărul de protoni cedaţi acizii pot fi:
- acizi monoprotici sau monobazici: HCl, H_3O^+, HCO_3^-;
- acizi poliprotici sau polibazici: H_2SO_4, H_2CO_3, H_3PO_4.

În acizi, notaţi în general cu HA, legătura covalentă H—X (X=nemetal) este polară ($H^{\delta+}$—$X^{\delta-}$). Polaritatea acestei legături este unul dintre factorii care determină proprietatea acizilor de a ceda protoni.

Tăria unui acid depinde de uşurinţa cu care acesta cedează protoni.

La dizolvarea în apă, acidul clorhidric (HCl) şi acidul carbonic (H_2CO_3) ionizează, eliberând în soluţie ioni de hidroniu (H_3O^+) (vezi paragraful 5.1.)

$$HCl(aq) + H_2O(l) \rightarrow Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$$
$$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Existenţa ionilor H_3O^+ în soluţiile apoase de acizi determină o anumită structură a indicatorilor acido-bazici şi o anumită culoare. De exemplu, turnesolul are culoarea roşie în mediu acid.

Indicatorii acido - bazici sunt substanţe organice colorate care îşi schimbă structura şi, în consecinţă, culoarea, în funcţie de caracterul acid sau bazic al soluţiei.

În soluţia apoasă diluată de acid clorhidric, concentraţia ionilor H_3O^+ este mare, pentru că, practic, toate moleculele de acid clorhidric au ionizat la dizolvare. Acidul clorhidric este un acid tare. În aceste condiţii, mai multe molecule de turnesol şi-au schimbat structura şi culoarea roşie este mai intensă.

În soluţia apoasă de acid carbonic, concentraţia ionilor H_3O^+ este foarte mică, pentru că foarte puţine molecule de acid carbonic au ionizat la dizolvare. Acidul carbonic este un acid slab. Prin urmare, un număr mic de molecule de turnesol şi-au schimbat structura şi culoarea este roz.

Reţineţi **Ionizarea acizilor foarte tari, este practic, o reacţie totală:**

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightarrow A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Acizii slabi ionizează puţin în soluţie apoasă, reacţia fiind reversibilă:

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

În soluţia apoasă a unui acid tare, nu există practic molecule de acid neionizate, ci numai ioni H_3O^+ şi anioni A^-.

În soluţia apoasă a unui acid slab, se găsesc molecule de acid dizolvate, dar neionizate, ioni H_3O^+ şi anioni A^-.

Verificaţi şi consolidaţi

Ştiind că acidul iodhidric (HI) este un acid foarte tare şi că acidul cianhidric (HCN) este un acid foarte slab, scrieţi ecuaţiile reacţiilor de ionizare pentru aceşti acizi.

INFO plus

Tăria unui acid este influenţată de mai mulţi factori. Dacă legătura hidrogen - nemetal este mai polară, mai polarizabilă şi mai slabă şi dacă radicalul acid este mai stabil, acidul este mai tare.

În 1648 R. Glauber obţine spirt de sare (acid clorhidric) încălzind sare umedă într-un cuptor de cărbune. Zece ani mai târziu, tot Glauber obţine acid clorhidric folosind sare de mare.

În sucul gastric al animalelor şi al oamenilor se găsesc cantităţi foarte mici de acid clorhidric (0,3%), cu rolul de a transforma pepsina, o enzimă care contribuie la digestie într-o formă activă. El distruge bacteriile de putrefacţie şi pe cele patogene care pătrund în stomac.

Acizii poliprotici ionizează în etape succesive. De exemplu, etapele de ionizare pentru acidul carbonic sunt:

$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$

$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$

Acidul anionic (HCO_3^-) rezultat din prima treaptă de ionizare, având o sarcină negativă, cedează mai greu protonul și este un acid mai slab decât acidul neutru (H_2CO_3).

Curriculum diferențiat

O mărime care indică tăria unui acid este constanta de aciditate (Ka).

La dizolvarea unui acid HA în apă, are loc ionizarea lui cu stabilirea echilibrului, conform ecuației:

$$HA(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

Constanta de echillibru K_c este: $K_c = \frac{[H_3O^+]\cdot[A^-]}{[HA]\cdot[H_2O]}$

unde: $[H_3O^+]$, $[A^-]$, $[HA]$, $[H_2O]$ sunt concentrațiile speciilor respective la echilibru.

Pentru soluțiile diluate, concentrația apei rămâne practic constantă pentru că numărul de molecule de apă care au reacționat este foarte mic, în comparație cu numărul de molecule de apă aflate inițial în soluție.

Relația de mai sus devine:

$$K_a = K_c[H_2O] = \frac{[H_3O^+]\cdot[A^-]}{[HA]}$$

unde: K_a este constanta de aciditate și se exprimă în mol/L.

După valoarea constantei de aciditate, se poate aprecia tăria unui acid. Pentru un acid foarte tare, la echilibru, concentrațiile ionilor H_3O^+ și A^- sunt cu mult mai mari decât concentrația acidului neionizat. În acest caz, K_a are o valoare mare.

Pentru un acid foarte slab, la echilibru, concentrațiile ionilor H_3O^+ și A^- sunt cu mult mai mici decât concentrația acidului neionizat, iar K_a are o valoare mică.

În funcție de valoarea constantei de aciditate, acizii se clasifică în **acizi tari** și **acizi slabi**.

Pentru **acizii tari**, puternic donori de protoni și, practic, total ionizați în soluție, $K_a>1$ și $K_a>>1$ (exemplu: HCl, $K_a=10^7$).

Ionizarea acizilor tari nu este influențată de diluția soluției.

Pentru **acizii slabi**, incomplet ionizați în soluție, $K_a<1$.

Acizii slabi diferă mult ca tărie între ei. Acizii cu:

- $K_a=10^{-2} - 10^{-3}$, sunt acizi de tărie mijlocie (exemplu: H_2SO_3, $K_a=1,5\cdot10^{-2}$);
- $K_a=10^{-4} - 10^{-7}$, sunt acizi slabi (exemplu: H_2CO_3, $K_a=4,3\cdot10^{-7}$);
- $K_a<10^{-7}$, sunt acizi foarte slabi (exemplu: HCN, $K_a=4,9\cdot10^{-10}$).

Ionizarea acizilor slabi este influențată de diluția soluției.

Ionizarea acizilor poliprotici are loc în etape succesive, caracterizate prin valori diferite ale constantei de aciditate.

De exemplu:

$H_2CO_3(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HCO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$ $K_a=4,3\cdot10^{-7}$ mol/L

$HCO_3^-(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows CO_3^{2-}(aq) + H_3O^+(aq)$ $K_a=4,8\cdot10^{-11}$ mol/L

Anionul carbonat acid (HCO_3^-) este un acid mai slab decât acidul carbonic (H_2CO_3).

Verificați și consolidați

Scrieți ecuația reacției de ionizare a acidului fosforic (H_3PO_4) și stabiliți relația dintre K_{a1}, K_{a2} și K_{a3}.

INFO plus

Sunt și alte teorii în chimie care definesc noțiunile de acid și bază.

· În reacția de ionizare, molecula de acid clorhidric cedează protonul și își păstrează perechea de electroni de legătură, deci, acceptă electroni. Molecula de apă fixează protonul cedat de acidul clorhidric pe un dublet de electroni neparticipanți ai atomului de oxigen, deci cedează electroni.

Pe baza acestui transfer de electroni, Lewis a definit acizii și bazele.

Acizii sunt substanțe care au o configurație electronică incompletă și care pot accepta una sau mai multe perechi de electroni. Substanțe ca SO_3, BF_3 sunt acizi Lewis.

Bazele sunt substanțe care pot ceda o pereche de electroni pentru a forma o legătură covalentă coordinativă. Substanțe ca: H_2O, NH_3 sunt baze Lewis.

· În anul 1880, Svante Arrhenius a definit acizii ca substanțe compuse care, în soluție apoasă, formează ioni hidratați de hidrogen ($H^+(aq)$) și bazele ca substanțe compuse care eliberează în soluție ioni metalici (Me^{n+}) și ioni hidroxid (HO^-).

Substanțe ca HCl, H_2SO_4, CH_3COOH sunt acizi Arrhenius, iar substanțe ca NaOH, $Ca(OH)_2$, KOH sunt baze Arrhenius.

Svante Arrhenius

Baze

Orice bază, notată în general cu B, posedă la unul din atomii ei o pereche de electroni neparticipanți la legătură de care se poate fixa un proton (H^+) printr-o legătură covalentă coordinativă.

Conform teoriei protolitice, pot fi baze speciile chimice:

- molecule neutre: NH_3, H_2O;
- anioni: Cl^-, HCO_3^-, CO_3^{2-}.

După numărul de protoni acceptați, bazele pot fi:

- baze monoprotice sau monoacide: NaOH, NH_3, Cl^-, HO^-;
- baze poliprotice sau poliacide: $Al(OH)_3$, $Ca(OH)_2$, CO_3^{2-}.

Tăria unei baze depinde de ușurința cu care acceptă protoni.

La dizolvarea în apă, hidroxidul de sodiu (NaOH) și amoniacul (NH_3) eliberează în soluție ioni hidroxid (HO^-).

$$NaOH(s) \xrightarrow{(dizolvare)} Na^+(aq) + HO^-(aq)$$

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows NH_4^+(aq) + HO^-(aq)$$

Existența ionilor HO^- în soluțiile apoase ale bazelor determină o altă structură a indicatorilor acido - bazici decât aceea pe care au avut-o în mediu acid și, în consecință, o altă culoare. De exemplu, turnesolul are culoare albastră în mediu bazic.

În soluția apoasă diluată a hidroxidului de sodiu, concentrația ionilor HO^- este mare pentru că hidroxidul de sodiu, fiind compus ionic, disociază, practic, total la dizolvarea în apă (vezi paragraful 5.1.).

Hidroxidul de sodiu este o bază tare.

La dizolvarea în apă, puține molecule de amoniac (NH_3) acceptă protoni de la moleculele de apă și concentrația ionilor HO^- în soluția apoasă de amoniac este mică. Amoniacul este o bază slabă.

Rețineți

Ionizarea bazelor foarte tari, este practic, o reacție totală:

$$B(aq) + H_2O(l) \rightarrow HO^-(aq) + BH^+(aq)$$

Bazele slabe ionizează puțin în soluție apoasă, reacția fiind reversibilă:

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HO^-(aq) + BH^+(aq)$$

În soluția apoasă a unei baze tari, nu există, practic, bază nedisociată, ci numai ioni HO^- și cationi BH^+.

În soluția apoasă a unei baze slabe, se găsesc molecule de bază dizolvate, dar neionizate, ioni HO^- și cationi BH^+.

O mărime care indică tăria unei baze este constanta de bazicitate (K_b).

La dizolvarea unei baze B în apă, se stabilește echilibrul:

$$B(aq) + H_2O(l) \rightleftarrows HO^-(aq) + BH^+(aq)$$

După un raționament asemănător celui folosit pentru definirea constantei de aciditate K_a, se ajunge la expresia constantei de bazicitate:

Fișa de laborator 7.1.2.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubricile 4 și 5 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Determinarea caracterului acido - bazic al soluțiilor cu indicatori.	• soluție apoasă de: HCl, H_2CO_3 (apă carbogazoasă), NaOH, NH_3 • soluții de indicatori: turnesol, metiloranj, fenolftaleină • eprubete	Pregătiți 12 eprubete. În fiecare eprubetă introduceți 1-2 mL soluție de acid sau de bază și câteva picături de soluție de indicator. Observați culoarea indicatorilor. Observați intensitatea culorii turnesolului în soluția de HCl și în soluția de H_2CO_3. Observați intensitatea culorii fenolftaleinei în soluția de NaOH și în soluția de NH_3.	Amestecul — Culoarea HCl + turnesol ..... HCl + metiloranj ..... HCl + fenolftaleină ..... H_2CO_3 + turnesol ..... H_2CO_3 + metiloranj ..... H_2CO_3 + fenolftaleină ..... NaOH + turnesol ..... NaOH + metiloranj ..... NaOH + fenolftaleină ..... NH_3 + turnesol ..... NH_3 + metiloranj ..... NH_3 + fenolftaleină	Culorile indicatorilor sunt: a) în medii acide: - turnesol .....; - metiloranj .....; - fenolftaleina .....; b) în medii bazice: - turnesol .....; - metiloranj .....; - fenolftaleina ..... Intensitatea culorii indicatorului depinde și de tăria acidului sau a bazei.
B. Determinarea pH-ului unor soluții de acizi și baze cu hârtie indicatoare de pH	• soluție apoasă de: HCl, H_2CO_3 (apă carbogazoasă), NaOH, NH_3 • hârtie indicatoare de pH	Rupeți o bucată mică de hârtie indicatoare de pH și puneți-o pe o sticlă de ceas. Introduceți o baghetă curată în una din soluții și umectați hârtia indicatoare. Comparați culoarea obținută cu scala de culori ce însoțește hârtia indicatoare și stabiliți pH-ul soluției. Procedați în acest fel pentru fiecare soluție, având grijă să folosiți baghete curate. Determinați pH-ul și pentru alte soluții din laborator.	Soluția — pH-ul HCl ..... H_2CO_3 ..... NaOH ..... NH_3	Soluțiile de HCl și H_2CO_3 au pH-uri mai mici de 7 și sunt soluții ..... Soluțiile de NaOH și NH_3 au pH-uri mai mari de 7 și sunt soluții .....
C. Reacția dintre HCl și $NaHCO_3$	• $NaHCO_3$ • soluție de HCl	Într-o eprubetă, puneți o spatulă de $NaHCO_3$ și apoi turnați soluție de HCl. Observați desfășurarea reacției și introduceți în eprubetă un băț de chibrit aprins.	HCl + $NaHCO_3$ → ..... + ... Din reacție se degajă ..... și reacția are loc cu ..... Bățul de chibrit s-a	HCl este un acid mai ..... decât H_2CO_3.
D. Reacția dintre NH_4Cl și NaOH	• NH_4Cl • soluție de NaOH	Într-o eprubetă, puneți o spatulă de NH_4Cl și apoi adăugați soluție de NaOH. Eventual, încălziți puțin eprubeta. Mirosiți, ventilând cu mâna, aerul de deasupra eprubetei.	NH_4Cl + NaOH → ..... + ... Din reacție se degajă ....., care are un miros	NaOH este o bază mai ..... decât NH_3.

$$K_b = \frac{[HO^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$$

unde $[HO^-]$, $[BH^+]$, [B] sunt concentrațiile molare la echilibru ale speciilor chimice respective.

Cu cât K_b are o valoare mai mare, cu atât baza respectivă este mai tare, acceptă mai ușor protoni.

Deoarece foarte multe reacții cu schimb de protoni au loc în soluții apoase, se poate renunța la indicația (aq), care se subînțelege.

Aplicații

1. Alegeți din fiecare paranteză varianta pentru care afirmația este adevărată.

a) Acidul azotic (HNO_3) este un acid tare și în soluție apoasă este ..... ionizat (practic total, parțial).

b) Acidul sulfhidric (H_2S) este un acid ..... (monoprotic, diprotic).

c) Acidul carbonic (H_2CO_3) este un acid diprotic slab și ionizează ..... (total, în două trepte succesive).

d) Amoniacul (NH_3) este o bază slabă și la dizolvarea în apă ..... protoni (cedează, acceptă).

e) În soluția apoasă de NaOH 0,1M, concentrația ionilor HO^- este ..... 0,1 mol/L (mai mică decât, egală cu).

2. a) Pentru acizii: HBr (acid tare) și H_2S (acid slab) scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare ce au loc la dizolvarea în apă.

b*) Asociați fiecărei reacții de ionizare de mai sus valoarea corespunzătoare a constantei de aciditate dintre: $K_a=10^9$, $K_a=9{,}1 \cdot 10^{-8}$, $K_a=1{,}1 \cdot 10^{-12}$.

3. Alegeți varianta care conține numai acizi monoprotici:

a) HNO_3, HI, Cl^-, CO_3^{2-};

b) HI, HF, HCN, HCO_3^-;

c) KOH, NH_3, CO_3^{2-}, HCl.

4*. Indicați ecuația reacției de ionizare și scrieți expresia constantei de aciditate pentru acizii: HCO_3^- și HF.

5. Alegeți varianta care conține numai baze monoprotice:

a) KOH, $Ca(OH)_2$, CO_3^{2-};

b)KOH, F^-, NH_3;

c) NO_3^-, CO_3^{2-}, $Ba(OH)_2$.

6*. Compoziția procentuală de masă a unui oxoacid cu M=98 este: 2,04% H, 32,653% S, 65,306% O.

a) Stabiliți formula moleculară a oxoacidului.

b) Scrieți ecuațiile reacțiilor de ionizare ce au loc la dizolvarea oxoacidului în apă.

c) Apreciați tăria oxoacidului, știind că are constantele de aciditate: $K_{a1}=10^2$ și $K_{a2}=1{,}2 \cdot 10^{-2}$.

7. Metilamina (CH_3NH_2) este o bază slabă. În soluția apoasă de metilamină, se află:

a) numai ionii $CH_3NH_3^+$ și HO^-;

b) molecule de CH_3NH_2, ionii $CH_3NH_3^+$ și HO^-;

c) molecule de CH_3NH_2 și molecule de H_2O.

8. Acidul iodhidric (HI) este un acid foarte tare. În soluția apoasă de acid iodhidric se află:

a) molecule de HI și molecule de H_2O;

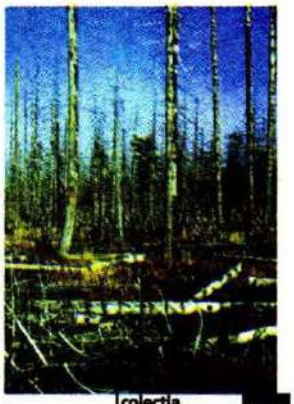
b) ionii de H_3O^+ și I^- în concentrații egale cu concentrația inițială a acidului;

c) molecule de HI și ionii H_3O^+ și I^-.

· ***Ploile acide*** *conduc la creșterea acidității totale a solului. Creșterea acidității determină reducerea capacității de schimb cationic, degradarea mineralelor, reducerea activității biologice, schimbări ale proprietăților de suprafață ale mineralelor și a compoziției solului, afectând un număr mare de procese de absorbție și solubilizare în soluri.*

· ***Pădurile*** *acumulează în masa lemnoasă o mare cantitate de calciu. Singurele lor componente care restituie solului compușii minerali sunt frunzele.*

Calciul rezultat din descompunerea lor este spălat de către apa precipitațiilor și deplasat spre adâncime. Dacă procesul este intens, solul sărăcește în calciu și se acidifiază. Din zona profundă unde se acumulează, este extras parțial de rădăcinile arborilor și integrat în structura materiei vii. Carbonații de calciu din profunzime ajung astfel la suprafață prin apa izvoarelor.



Pădure afectată de ploile acide

7.2. Cuplul acid - bază conjugată

Analizând reacția reversibilă de ionizare a acidului carbonic:

$$\underset{a_1}{H_2CO_3} + \underset{b_2}{H_2O} \rightleftarrows \underset{b_1}{HCO_3^-} + \underset{a_2}{H_3O^+}$$

se observă că, în reacția 1, o moleculă de acid carbonic (H_2CO_3) cedează unei molecule de apă un proton (H^+) și se transformă în ionul carbonat acid (HCO_3^-).

Acidul carbonic este un acid (notat a_1) pentru că a cedat un proton, iar apa este o bază (notată b_2) pentru că a acceptat un proton.

În reacția 2, ionul hidroniu (H_3O^+) cedează ionului carbonat acid (HCO_3^-) un proton și trece în apă. Ionul H_3O^+ este un acid (a_2), iar ionul HCO_3^- este o bază (b_1).

În sistem, există două perechi (cupluri) de acid și bază, numite cupluri acid - bază conjugată:

$$\underset{a_1}{H_2CO_3} \rightleftarrows \underset{b_1}{HCO_3^-} + H^+ \qquad \underset{b_2}{H_2O} + H^+ \rightleftarrows \underset{a_2}{H_3O^+}$$

Reținеți

Un acid (HA), prin cedarea unui proton, se transformă în baza conjugată (A^-), iar baza (A^-), prin acceptarea unui proton, trece în acidul conjugat (HA):

$$\underset{a}{HA} \rightleftarrows \underset{b}{A^-} + H^+$$

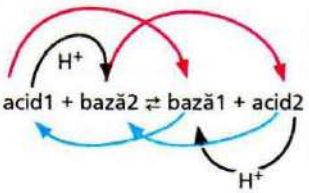
Cu cât un acid este mai tare (cedează mai ușor protoni), cu atât baza lui conjugată este mai slabă (acceptă mai greu protoni) și invers.

În reacția dintre un acid și o bază, apar două cupluri de acid - bază conjugată, între care are loc transferul de protoni:

acid 1 ⇄ bază 1 + H^+

bază 2 + H^+ ⇄ acid 2

acid 1 + bază 2 ⇄ bază 1 + acid 2



Verificați și consolidați

1. Stabiliți cuplurile acid - bază conjugată în reacțiile cu schimb de protoni:

a) $NH_3 + H_2O \rightleftarrows HO^- + NH_4^+$; b) $HCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + H_3O^+$.

2. Știind că acidul clorhidric este un acid tare și că ionul cianură (CN^-) este o bază tare, identificați baza conjugată a acidului clorhidric și acidul conjugat al ionului cianură și apreciați tăria acestor specii chimice.

Curriculum diferențiat

Pentru un cuplu acid - bază conjugată, la 25°C, este valabilă relația:

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

Cunoscând constanta de aciditate a unui acid se poate determina constanta de bazicitate a bazei conjugate.

De exemplu: dacă $K_{aHCl} = 10^7$ mol/L (HCl este un acid foarte tare),

$K_{bCl^-} = \frac{10^{-14}}{10^{7}} = 10^{-21}$ (Cl^- este o bază foarte slabă). De aceea, un cuplu acid - bază conjugată este caracterizat numai prin constanta de aciditate.

Analizați și descoperiți

Efectuați experimentul C din fișa de laborator 7.1.2.

Experimentul efectuat a arătat că acidul clorhidric, un acid mai tare decât acidul carbonic, scoate acest acid dintr-o sare a sa. Acidul clorhidric a cedat protoni ionului carbonat acid (HCO_3^-), care este baza conjugată a acidului carbonic.

$$HCl + HCO_3^- \rightleftarrows Cl^- + H_2CO_3$$
$$a_1 \quad b_2 \quad b_1 \quad a_2$$

Reținеți

Un acid reacționează cu baza conjugată a unui acid mai slab decât el, punând în libertate acidul mai slab.

Analizați și descoperiți

1. Efectuați experimentul D din fișa de laborator 7.1.2., analizați rezultatele și indicați între ce specii chimice a avut loc schimbul de protoni. Identificați bazele și apreciați tăria lor.

$$NH_4^+ + HO^- \rightleftarrows NH_3 + H_2O$$

2. Indicați dacă este valabilă afirmația: o bază reacționează cu acidul conjugat al unei baze mai slabe decât ea, punând în libertate baza mai slabă.

Analizați și descoperiți

Analizați ecuațiile reacțiilor de ionizare a acidului carbonic și a amoniacului:

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + H_3O^+ \qquad H_2O + NH_3 \rightleftarrows HO^- + NH_4^+$$

și indicați rolul apei în aceste reacții cu schimb de protoni.

Analizați structura moleculei de apă și apreciați dacă există elementele de structură necesare pentru ca apa să se comporte ca un acid și ca o bază.

În molecula de apă, fiecare atom de hidrogen este legat de atomul de oxigen printr-o legătură covalentă polară și poate fi cedat ca proton.

Atomul de oxigen din molecula de apă are doi orbitali dielectronici și poate fixa un proton printr-o legătură covalentă coordinativă.

Prin urmare, apa poate fi acid și bază.

În reacția de ionizare a acidului carbonic, apa se comportă ca o bază și formează un cuplu acid - bază conjugată cu ionul H_3O^+.

$$H_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + H_3O^+ \qquad H_2O + H^+ \rightleftarrows H_3O^+$$
$$a_1 \quad b_2 \quad b_1 \quad a_2 \qquad\qquad b \quad a$$

În reacția de ionizare a amoniacului, apa se comportă ca un acid și formează un cuplu acid - bază conjugată ca ionul HO^-.

$$H_2O + NH_3 \rightleftarrows HO^- + NH_4^+ \qquad H_2O \rightleftarrows HO^- + H^+$$
$$a_1 \quad b_2 \quad b_1 \quad a_2 \qquad\qquad a \quad b$$

Reţineţi **Specia chimică (moleculă sau ion), care se comportă ca acid faţă de unii reactanţi şi ca bază faţă de alţi reactanţi, are caracter amfoter şi este un amfolit acido - bazic.**

Aşadar, apa are caracter amfoter.

Verificaţi şi consolidaţi

Analizaţi următoarele reacţii reversibile şi identificaţi specia amfiprotică (specia cu caracter amfoter):

$HCO_3^- + H_2O \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_3O^+$ $\quad H_3O^+ + HCO_3^- \rightleftarrows H_2O + H_2CO_3$

Pentru că apa are caracter amfoter, între moleculele de apă poate avea loc un schimb de protoni:

$$\underset{a_1}{H_2O} + \underset{b_2}{H_2O} \rightleftarrows \underset{b_1}{HO^-} + \underset{a_2}{H_3O^+}$$

(H^+ trece de la a_1 la b_1; H^+ trece de la b_2 la a_2)

În apa pură, pe lângă molecule de apă se află şi ioni H_3O^+ şi HO^- în concentraţii egale. Pentru că apa este un acid slab şi o bază slabă aceste concentraţii sunt foarte mici, la 25°C au valoarea de 10^{-7} mol/L.

Curriculum diferenţiat

Pentru echilibrul de ionizare a apei: $2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HO^-$ constanta K_c este:

$$K_c = \frac{[H_3O^+] \cdot [HO^-]}{[H_2O]^2}$$

Dar, cum apa este o substanţă puţin ionizată, concentraţia apei este practic constantă şi se poate scrie:

$$K_c \cdot [H_2O]^2 = [H_3O^+] \cdot [HO^-] = K_w$$

unde noua constantă K_w se numeşte produsul ionic al apei.

Valoarea sa variază cu temperatura. La 25°C, $K_w = 10^{-14}$ mol^2/L^2.

În apă pură, la 25°C, concentraţia ionilor H_3O^+ este egală cu concentraţia ionilor HO^-: $[H_3O^+]=[HO^-]=10^{-7}$ mol/L.

Relaţia: $K_w = [H_3O^+] \cdot [HO^-]$ arată că modificarea concentraţiei unui ion al apei dintr-o soluţie apoasă determină modificarea concentraţiei celuilalt ion, astfel încât produsul acestor concentraţii să rămână constant.

La adăugarea unui acid, de exemplu acid clorhidric, în apa pură, acidul ionizează, mărind concentraţia ionilor H_3O^+ din soluţie.

Echilibrul de ionizare al apei este deplasat în sensul consumării ionilor H_3O^+ (sensul 2). O parte din ionii H_3O^+ cedează protoni ionilor HO^- până la stabilirea unui nou echilibru.

În noua soluţie, la 25°C, $[HO^-] < 10^{-7}$ mol/L şi $[H_3O^+] > 10^{-7}$ mol/L, iar soluţia are caracter acid.

La adăugarea unei baze, de exemplu hidroxid de sodiu, în apa pură, creşte concentraţia ionilor HO^-, iar echilibrul de ionizare al apei se va deplasa în sensul consumării acestor ioni (sensul 2). În noua stare de echilibru, la 25°C, $[H_3O^+] < 10^{-7}$ mol/L şi $[HO^-] > 10^{-7}$ mol/L, iar soluţia are caracter bazic.

Caracterul acid, bazic sau neutru al unei soluţii apoase este dat de concentraţia ionilor de hidroniu.

Reţineţi **Soluţiile apoase sunt:**

- **neutre, dacă $[H_3O^+] = [HO^-]$; la 25°C $[H_3O^+]=[HO^-]= 10^{-7}$ mol/L**
- **acide, dacă $[H_3O^+] > [HO^-]$; la 25°C $[H_3O^+] > 10^{-7}$ mol/L**
- **bazice, dacă $[H_3O^+] < [HO^-]$; la 25°C $[H_3O^+] < 10^{-7}$ mol/L**

Verificaţi şi consolidaţi

Stabiliţi caracterul următoarelor soluţii, cu temperatura de 25°C, caracterizate prin:

a) $[H_3O^+]=10^{-10}$ mol/L *b) $[H_3O^+]=10^{-2}$ mol/L*
c) $[H_3O^+]=10^{-7}$ mol/L *d) $[HO^-]=10^{-3}$ mol/L*
e) $[HO^-]=10^{-8}$ mol/L *f) $[HO^-]=10^{-7}$ mol/L*

Analizaţi şi descoperiţi

Demonstraţi că pentru un cuplu acid - bază conjugată este valabilă relaţia: $K_a \cdot K_b = K_w$.

Indicaţie: pentru echilibrele de ionizare a unui acid HA şi a bazei sale conjugate A^-, scrieţi expresia constantelor K_a şi K_b şi apoi calculaţi produsul $K_a \cdot K_b$.

Aplicaţii

1. Asociaţi fiecărui acid din şirul A baza lui conjugată din şirul B.

A: HCl, NH_4^+, HCO_3^-, H_2SO_4, H_3O^+

B: CO_3^{2-}, NH_3, Cl^-, HSO_4^-, H_2O

2. Stabiliţi cuplurile acid - bază conjugată în următoarele reacţii reversibile:

$HCO_3^- + HO^- \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_2O$

$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows CH_3COO^- + H_3O^+$

$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

3. Acidul clorhidric este un acid mai tare decât acidul sulfhidric. Indicaţi reacţia posibilă şi identificaţi speciile chimice între care se face schimbul de protoni.

$NaHS + HCl \rightarrow NaCl + H_2S$

$NaCl + H_2S \rightarrow NaHS + HCl$

4. Oţetul alimentar conţine acid acetic, spirtul medicinal conţine alcool etilic şi sifonul conţine acid carbonic. Ordinea creşterii aciditătii acestor acizi este: acid acetic > acid carbonic > alcool etilic. Ce produse puteţi folosi pentru a curăţa piatra depusă pe pereţii unui vas în care fierbeţi de obicei apă? Piatra este formată din carbonat de calciu.

5. La prepararea prăjiturilor, se recomandă "stingerea" prafului de copt cu zeamă de lămâie. Ştiind că praful de copt conţine carbonat acid de amoniu (NH_4HCO_3) şi că zeama de lămâie conţine acid citric, indicaţi care dintre acizii carbonic şi citric este mai tare.

6*. Se consideră acizii: H_2SO_4 ($K_a=10^2$), H_3PO_4 ($K_a=7{,}5 \cdot 10^{-3}$), H_2CO_3 ($K_a=4{,}3 \cdot 10^{-7}$) şi reacţiile:

$NaHSO_4 + H_3PO_4 \rightarrow$

$NaH_2PO_4 + H_2CO_3 \rightarrow$

$NaHCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

$NaH_2PO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

a) Indicaţi care dintre reacţii sunt posibile şi completaţi ecuaţiile lor.

b) Acidul fosforic se obţine industrial prin tratarea oaselor aduse de la abator, care conţin $Ca_3(PO_4)_2$ cu un acid. Care dintre cei doi acizi de mai sus ar putea fi?

7. Se consideră soluţiile la 25°C caracterizate prin:

a) $[HO^-] = 10^{-10}$ mol/L;
b) $[HO^-] = 10^{-2}$ mol/L;
c) $[HO^-] = 10^{-7}$ mol/L.

Determinaţi $[H_3O^+]$ pentru fiecare soluţie şi indicaţi caracterul ei.

8. Identificaţi speciile chimice cu caracter amfoter şi indicaţi rolul lor în fiecare reacţie.

$HS^- + H_2O \rightleftarrows S^{2-} + H_3O^+$

$CO_3^{2-} + H_3O^+ \rightleftarrows HCO_3^- + H_2O$

$HS^- + H_3O^+ \rightleftarrows H_2S + H_2O$

$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + HO^-$

$HCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + H_3O^+$

$H_2PO_4^- + H_3O^+ \rightleftarrows H_3PO_4 + H_2O$

$CN^- + HSO_4^- \rightleftarrows HCN + SO_4^{2-}$

$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows HPO_4^{2-} + H_3O^+$

9. Calculaţi masa de soluţie de HCl 18,25% care se consumă în reacţia cu 200g de $CaCO_3$ şi volumul (c.n.) al gazului degajat.

7.3. pH-ul soluţiilor apoase

Din ionizarea unui acid rezultă ioni de hidroniu (H_3O^+), iar din ionizarea unei baze rezultă ioni hidroxid (HO^-).

S-a stabilit experimental că ionul de hidroniu are o concentraţie:

- mai mare de 10^{-7} mol/L în soluţia apoasă a unui acid;
- egală cu 10^{-7} mol/L într-o soluţie apoasă neutră;
- mai mică de 10^{-7} mol/L în soluţia apoasă a unei baze.

Aceste valori sunt valabile pentru soluţiile cu temperatură de 25°C. Concentraţia ionilor de hidroniu dintr-o soluţie apoasă se exprimă prin numere de tipul 10^{-p}. Deoarece această expresie este greoaie, s-a introdus noţiunea de pH.

Reţineţi

Dacă $[H_3O^+] = 10^{-p}$ mol/L, pH = p, p ∈ Z

Exponentul cu semn schimbat al numărului 10 din valoarea numerică a concentraţiei ionului de hidroniu dintr-o soluţie reprezintă pH-ul acelei soluţii.

De exemplu:

- o soluţie, care are $[H_3O^+] = 10^{-7}$ mol/L, are pH = 7 şi este o soluţie neutră;
- o soluţie, care are $[H_3O^+] = 10^{-2}$ mol/L, are pH = 2 şi este o soluţie acidă;
- o soluţie, care are $[H_3O^+] = 10^{-9}$ mol/L, are pH = 9 şi este o soluţie bazică.

Reţineţi

$[H_3O^+]$ mol/L	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Caracterul soluţiei	soluţii acide ← creşte caracterul acid							soluţii neutre	soluţii bazice → creşte caracterul bazic						

Determinarea caracterului acido - bazic al unei soluţii se face cu ajutorul indicatorilor.

Indicatorii acido - bazici sunt substanţe organice (acizi sau baze slabe) care îşi schimbă culoarea în funcţie de pH-ul soluţiei.

Curriculum diferenţiat

Schimbarea culorii unui indicator este datorată modificării structurii moleculei sale, în funcţie de caracterul soluţiei.

De exemplu, dacă indicatorul este un acid slab (HInd) în soluţia apoasă ionizează:

$$HInd + H_2O \rightleftarrows Ind^- + H_3O^+$$

$$a_1 \quad b_2 \quad b_1 \quad a_2$$

culoare A — culoare B

Forma HInd (acid) şi forma Ind^- (bază) au culori diferite.

Cu creşterea concentraţiei ionilor de hidroniu din soluţie creşte concentraţia formei HInd şi se accentuează culoarea A. Cu micşorarea concentraţiei ionilor de hidroniu din soluţie, creşte concentraţia formei Ind^- şi se accentuează culoarea B.

Prin urmare, culoarea indicatorului se schimbă, virează de la culoarea A la culoarea B şi invers, în funcţie de pH-ul soluţiei.

Schimbarea culorii nu are loc brusc, la o anumită valoare a pH-lui, ci într-un interval de pH, numit domeniul de viraj. În tabelul 7.3.1. sunt indicate domeniile de viraj pentru cei mai folosiţi indicatori de pH.

INFO plus

pH-ul se defineşte conform relaţiei:

$pH = -lg[H_3O^+]$.

De exemplu:

- pentru $[H_3O^+] = 10^{-2}$

$pH = -\log 10^{-2} = 2$;

- pentru $[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-2}$,

$pH = -\log 2 \cdot 10^{-2} = 1,7$

Funcţia logaritm se studiază la matematică, în clasele următoare.

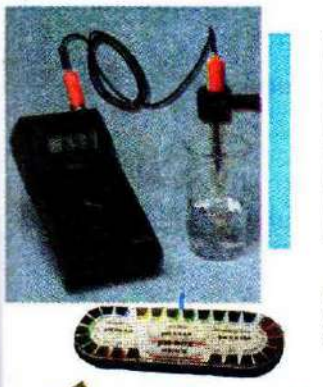


Fig. 7.3.2. pH-metru și hârtie indicatoare de pH

Tabelul 7.3.1.

Indicator	Domeniu de viraj	Culoarea indicatorului	
Metiloranj	3,2 - 4,4	roșu (acid)	galben (bază)
Turnesol	5,0 - 8,0	roșu (acid)	albastru (bază)
Fenolftaleină	8,2 - 10,0	incolor (acid)	roșu (bază)

În practica de laborator, pentru determinarea pH-ului, se folosește hârtia indicatoare de pH. De obicei, sunt benzi din hârtie poroasă impregnată cu soluția anumitor indicatori.

O picătură de soluție cu pH necunoscut colorează hârtia indicatoare într-o anumită culoare. Se compară culoarea obținută cu o scală de culori care însoțește hârtia indicatoare și se stabilește, cu aproximație, pH-ul soluției.

O măsurare exactă a pH-ului unei soluții se obține prin utilizarea pH-metrului.

Verificați și consolidați

Efectuați experimentul B indicat în fișa de laborator 7.1.2.

Curriculum diferențiat

Dacă se cunoaște concentrația în ioni de hidroniu a unei soluții, se poate determina pH-ul soluției respective.

Rețineți **Pentru acizii monoprotici tari, complet ionizați în soluție, concentrația ionilor H_3O^+ este egală cu concentrația acidului.**

$[H_3O^+] = c_{HA} = 10^{-p}$ mol/L și pH = p

De exemplu, pH-ul unei soluții apoase de HCl 0,1M este:

$[H_3O^+] = c_{HCl} = 10^{-1}$ mol/L și pH = 1.

Rețineți **Pentru bazele monoprotice tari, complet ionizate în soluție, concentrația ionilor HO^- este egală cu concentrația bazei.**

$[HO^-] = c_B = 10^{-p}$ mol/L, $\left[H_3O^+\right] = \frac{k_w}{\left[HO^-\right]} = \frac{10^{-14}}{10^{-p}} = 10^{-(14-p)}$ și

pH = 14-p

De exemplu, pH-ul unei soluții apoase de NaOH 0,01M este:

$[HO^-] = c_{NaOH} = 10^{-2}$ mol/L, $[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{2-14} = 10^{-12}$ și pH = 12.

Verificați și consolidați

Calculați pH-ul următoarelor soluții apoase:

a) soluție de HNO_3 0,001 M; *b) soluție de KOH 0,1 M.*

Acizii slabi sunt puțin ionizați în soluție apoasă. Concentrația ionilor H_3O^+ se calculează în funcție de constanta de aciditate și de concentrația inițială a acidului.

În cazul general al unui acid monoprotic HA, care ionizează conform ecuației:

$$HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$$

constanta de aciditate K_a este: $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

Dacă acidul are inițial concentrația c_{HA} mol/L, pentru starea de echilibru sunt valabile relațiile:

$[H_3O^+] = [A^-]$ și $[HA] = c_{HA} - [H_3O^+]$, iar K_a devine: $K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c_{HA} - [H_3O^+]}$

sau $[H_3O^+]^2 + K_a[H_3O^+] - K_a c_{HA} = 0$

Din ultima ecuație se poate determina concentrația ionilor de hidroniu:

$$[H_3O^+] = -\frac{K_a}{2} + \sqrt{\frac{K_a^2}{4} + K_a c_{HA}}$$

Pentru acizii slabi ($K_a < 10^{-5}$), se neglijează termenii $K^2_a/4$ și $K_a/2$ și concentrația ionilor H_3O^+ se calculează după relația: $[H_3O^+] = \sqrt{K_a c_{HA}}$

De exemplu, pentru o soluție de acid cianhidric (HCN) de concentrație 0,01 mol/L, cu $K_a = 4{,}9 \cdot 10^{-10}$ mol/L, concentrația ionilor H_3O^+ este:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a c_{HA}} = \sqrt{4{,}9 \cdot 10^{-10} \cdot 10^{-2}} = 2{,}2 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$

iar pH-ul este aproximativ 6. Soluția este slab acidă.

Verific ce și cât știu!

Calculați cu aproximație pH-ul unei soluții de acid acetic (CH_3COOH) 0,02M, $K_a = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$ mol/L.

Pentru calculul pH-ului soluțiilor acizilor slabi politropici, care ionizează în trepte, se va lua în considerare numai prima treaptă de ionizare, deoarece în treptele următoare ionizarea este slabă.

Pentru o bază slabă (B), puțin ionizată în soluție apoasă:

$$H_2O + B \rightleftarrows HO^- + BH^+$$

constanta de bazicitate este $K_b = \frac{[HO^-] \cdot [BH^+]}{[B]}$.

Dacă, inițial, într-un litru de soluție se află c_B moli de bază, la echilibru: $[HO^-] = [BH^+]$ și $[B] = c_B - [HO^-]$ și $K_b = \frac{[HO^-]^2}{c_B - [HO^-]}$ atunci $[HO^-] = -\frac{K_b}{2} + \sqrt{\frac{K_b^2}{4} + K_b c_B}$.

Pentru bazele slabe cu $K_b < 10^{-5}$, termeni $K_b/2$ și $K^2_b/4$ se neglijează, având valori foarte mici. Concentrația ionilor HO^- se calculează după relația:

$$[HO^-] = \sqrt{K_b \cdot c_B}$$

Dar, cum $[H_3O^+] \cdot [HO^-] = K_w$ și $K_a \cdot K_b = K_w$, rezultă:

$$[H_3O^+] = \frac{k_w}{[HO^-]} = \frac{k_w}{\sqrt{\frac{k_w}{K_a} c_B}} = \sqrt{\frac{k_w K_a}{c_B}}$$

unde K_a este constanta de aciditate a speciei BH^+, care este acidul conjugat bazei B.

De exemplu, pentru o soluție de NH_3 0,02M, cu $k_{NH_4^+} = 5{,}6 \cdot 10^{-10}$ mol/L, concentrația ionilor H_3O^+ este:

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{k_w \cdot k_a}{c_B}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 5,6 \cdot 10^{-10}}{2 \cdot 10^{-2}}} = \sqrt{2,8 \cdot 10^{-22}} = 1,67 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$$

pH-ul soluției este aproximativ 11. Soluția este slab bazică.

INFO plus

Importanța pH-ului

Cunoașterea pH-ului soluțiilor este o problemă importantă în practica analizelor de laborator, în controlul calității produselor, în analiza probelor biologice etc.

· Unele reacții biochimice se petrec în soluții cu un anumit pH.

Sângele uman are pH-ul cuprins între 7,36 - 7,52 (ușor bazic). Numai în aceste condiții, celulele sângelui își pot îndeplini funcțiile lor. Dacă valorile pH-ului nu se încadrează în intervalul amintit, există riscul morții.

Dacă pH-ul sângelui este mai mare de 7,8 apar contracții puternice involuntare ale mușchilor.

Organul cu rol foarte important în menținerea pH-ului sângelui constant este rinichiul. Aceasta explică de ce pH-ul urinei variază între 4,5 - 8, după cum rinichiul elimină excesul de aciditate sau bazicitate din sânge. Valoarea normală a pH-ului urinei este pH = 6,2.

Sucul gastric din stomac este puternic acid (pH = 1,7), valoare legată de funcțiile sale digestive. Arsurile pe care le simțim uneori la stomac se datorează creșterii acidității, care poate fi neutralizată cu ajutorul bicarbonatului de sodiu, $NaHCO_3$. Sucul intestinal are pH-ul egal cu 8.

Plantă	*pH-ul solului*
cartofi	*5 - 5,7*
căpșuni	*5 - 6,2*
viță de vie	*5,4 - 6,8*
grâu	*5,4 - 7*
ceapă	*6,2 - 7,2*

· Fiecare specie vegetală se dezvoltă într-un sol cu anumite caracteristici.

Multe boli ale plantelor se datorează pH-ului din sol.

pH-ul solului se poate îmbunătăți prin adaos de var (crește bazicitatea) sau adaos de humus (crește aciditatea).

· În multe alte domenii de activitate ca, de exemplu, în industria farmaceutică, în industria cosmetică sau în industria alimentară se urmărește pH-ul produselor obținute. De exemplu: aspirina tamponată are pH = 8, cremele, șampoanele și săpunurile au pH = 4 - 5,5, berea se limpezește la pH = 5,1.

Aplicații

1. Pentru patru soluții notate A, B, C, D s-a determinat pH-ul cu hârtie indicatoare de pH și s-au găsit valorile: A (pH = 12), B (pH = 5), C (pH = 7), D (pH = 1). Indicați caracterul acido - bazic al fiecărei soluții.

2. Detartrantul are pH = 2, soluția de aspirină tamponată are pH = 8, șamponul de păr are pH = 5,5, soluția pentru desfundat chiuveta are pH = 13. Indicați caracterul acido - bazic al acestor produse.

3. Soluția de bicarbonat ($NaHCO_3$) are caracter bazic, ceaiul de gălbenele are caracter bazic, sucul de portocale are caracter acid, borșul are caracter acid.

a) Între ce limite poate varia pH-ul pentru fiecare soluție?

b) Candida (o ciupercă) se dezvoltă pe mucoase și dezvoltarea ei este favorizată de mediile acide. Ce produse veți folosi pentru a trata o candidoză?

4*. Determinați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluție de HCl 0,001M;

b) soluție de HCl care conține 30 mmoli HCl în 0,3L soluție;

c) soluție de HCl care conține 1,825 g HCl dizolvate în 5000 cm^3 de soluție.

5*. Determinați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluție de KOH 10^{-2}M;

b) soluție de NH_3 0,01 M ($K_{NH_4^+} = 5,6 \cdot 10^{-10}$).

6*. Determinați pH-ul următoarelor soluții:

a) soluție de HI 10^{-3}M ($K_a = 10^{11}$);

b) soluție de CH_3COOH 10 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

7*. Determinați concentrația molară a unei soluții de HCl cu pH = 4 și a unei soluții de acid acetic cu pH = 4 ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

8*. Determinați concentrația molară a unei soluții de NaOH cu pH = 10 și a unei soluții de NH_3 cu pH = 10 ($K_{NH_4^+} = 5,6 \cdot 10^{-10}$).

Test de evaluare

2p **1.1*.** Alegeţi variantele corecte.
a) Acizii sunt specii chimice care *acceptă/ cedează* protoni.
b) Bazele sunt specii chimice care acceptă *protoni/ electroni.*
c) În soluţie apoasă diluată, un acid tare este *parţial/practic* total ionizat.
d) În soluţie apoasă diluată, o bază slabă este *total/parţial* ionizată.
e) Baza conjugată a unui acid tare este o bază *slabă/tare.*
f) Un acid reacţionează cu baza conjugată a unui acid mai *tare/slab* decât el.
g) Apa are caracter *acid/bazic/amfoter.*
h) Dacă pH-ul unei soluţii are valoarea x, concentraţia ionilor H_3O^+ din soluţie este $10^{-x}/10^{x}$ M.

2p **2.2*.** Pentru acizii H_2SO_4 (acid tare) şi HCN (acid slab) indicaţi ecuaţiile chimice ale proceselor de ionizare, la dizolvarea în apă. Identificaţi cuplurile acid - bază conjugată.

1,5p **3.3*.** Indicaţi caracterul acido - bazic pentru următoarele soluţii:
a) soluţia care are pH = 1; b) soluţia care are $[H_3O^+] = 10^{-12}$ M;
c) soluţia care are pH = 13; d) soluţia care are pH = 7;
e) soluţia care are $[H_3O^+] = 0,01$ M; f) soluţia care are $[H_3O^+] = 10^{-7}$ M;

0,5p **4.4*.** Indicaţi care este culoarea fenolftaleinei într-o soluţie cu pH = 3 şi într-o soluţie cu pH = 12.

3p(2p) **5.5*.** Ştiind că acidul clorhidric este mai tare decât acidul carbonic, indicaţi care dintre reacţiile de mai jos au loc. Completaţi ecuaţia reacţiei posibile şi indicaţi între ce specii chimice are loc schimbul de protoni.

$NaHCO_3 + HCl \rightarrow$ $NaCl + H_2CO_3 \rightarrow$

Calculaţi masa de sare care reacţionează cu 50 mL de soluţie acidă de concentraţie 0,1M.

1p **6*.** Calculaţi concentraţia molară a următoarelor soluţii:
a) soluţia de acid acetic cu pH = 3 ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$);
b) soluţia de hidroxid de potasiu cu pH = 13.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu

CHIMIA... altfel

Experiment

• Determinaţi pH-ul diferitelor produse folosite în gospodărie cu ajutorul hârtiei indicatoare de pH. Întocmiţi o listă cu produsele acide şi o listă cu produsele bazice. Identificaţi produsele puternic acide şi pe cele puternic bazice, la a căror manipulare trebuie să luaţi măsuri de protecţie.

Puteţi folosi următoarele produse: apa potabilă, apa plată, apa carbogazoasă, suc de portocale, zeamă de lămâie, soluţie de bicarbonat de sodiu, vin, oţet, borş, lapte dulce, iaurt, soluţie de săpun, soluţie de detergent pentru vase, şampon de păr, soluţie detartrantă, soluţie pentru desfundat chiuveta etc.

Capitolul 8
PROCESE REDOX

8.1. Număr de oxidare
8.2. Oxidare şi reducere
8.3. Stabilirea coeficienţilor în ecuaţiile reacţiilor redox
8.4. Agenţi oxidanţi şi reducători importanţi
8.5. Pile electrochimice
8.6. Coroziunea

"Nu veţi putea niciodată să însemnaţi un electron, să-l coloraţi, de exemplu în roşu. Nu trebuie să vă gândiţi la electroni atunci când îi număraţi, ca şi cum ar fi însemnaţi."
(Erwin Schrodinger)

- Ce sunt procesele de oxidare şi reducere?
- Care sunt cele mai importante aplicaţii ale proceselor redox?
- Cum se transformă energia chimică în energie electrică?

8.1. Număr de oxidare

Capacitatea de combinare a atomilor este bine determinată de configurația electronică a stratului exterior și este exprimată prin noțiunile chimice de valență și număr de oxidare.

Numărul de oxidare al unui element este indicat prin sarcina electrică pe care o are ionul său într-o combinație ionică sau prin sarcina formală pe care ar avea-o atomul, dacă, în mod convențional, electronii puși în comun ar fi total deplasați spre atomii mai electronegativi.

Reținеți

Astfel, numărul de oxidare, notat prescurtat NO, se exprimă printr-un număr întreg, pozitiv sau negativ și zero.

· Numărul indică numărul de electroni cedați, captați sau puși în comun de un atom al elementului considerat.

· Semnul "+" sau "-" indică sensul deplasării totale sau parțiale a electronilor participanți la legătură și anume:

· semnul "+" se utilizează pentru: - electroni cedați
- electroni puși în comun și deplasați de la atomul considerat spre un atom mai electronegativ.

· semnul "-" se utilizează pentru: - electroni captați
- electroni puși în comun și deplasați spre atomul considerat.

Astfel, în oxidul de sodiu (Na_2O), numerele de oxidare ale sodiului și oxigenului vor fi:

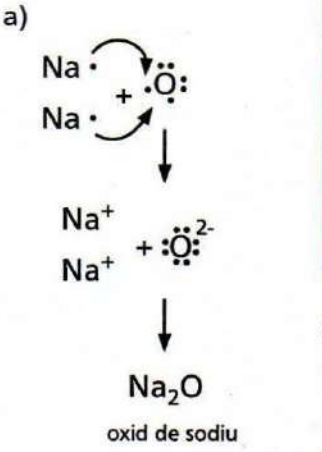
NO_{Na}= +1 (un atom de sodiu cedează un electron);

NO_O= -2 (un atom de oxigen captează doi electroni).

În molecula de apă, electronii puși în comun de atomul de oxigen și de cei doi atomi de hidrogen sunt deplasați spre oxigen, element mai electronegativ decât hidrogenul. Astfel:

NO_O= -2 (un atom de oxigen pune în comun doi electroni pe care îi deplasează spre el);

NO_H= +1 (un atom de hidrogen pune în comun un electron, care este deplasat spre oxigen).



Schema 8.1.1. Modelarea legăturilor chimice din: Na_2O (a), H_2O (b), NaH (c)

Verificați și consolidați

Determinați numerele de oxidare pentru:

a) magneziu și clor în clorura de magneziu ($MgCl_2$);

b) clor și hidrogen în acidul clorhidric (HCl).

Reguli pentru determinarea numărului de oxidare

Ținând seama de modul de exprimare a numărului de oxidare se pot stabili câteva reguli de determinare a acestuia.

a) Hidrogenul ($_1H$: $1s^1$) tinde spre configurația electronică stabilă a heliului: $1s^2$. De aceea, în compușii săi cu metalele, hidrogenul acceptă un electron având numărul de oxidare –1.

În compușii cu nemetalele, electronul pus în comun de hidrogen este deplasat spre atomul nemetalului, întotdeauna mai electronegativ decât hidrogenul. Numărul de oxidare al hidrogenului este +1.

b) Oxigenul ($_8O$: $1s^2 2s^2 2p^4$) tinde să dobândească pe stratul 2 configurația de gaz nobil a neonului $2s^2 2p^6$. Poate realiza această configurație:

· fie acceptând doi electroni, în compușii cu metalele (vezi oxidul de sodiu);

INFO plus

Notația O^{2-} reprezintă simbolul ionului negativ de oxigen, iar prin notația O^{-2} se indică numărul de oxidare al oxigenului.

• fie punând în comun doi electroni, în compușii cu nemetalele, electroni pe care îi deplasează spre el, oxigenul fiind mai electronegativ decât toate celelalte nemetale, cu excepția fluorului (vezi apa).

Prin urmare, oxigenul are numărul de oxidare –2, atât în compușii cu metalele, cât și în compușii cu nemetalele. Sunt și excepții de la această regulă. În câteva substanțe, oxigenul are numărul de oxidare diferit de -2.

c) Suma algebrică a numerelor de oxidare pentru o moleculă neutră este 0.

Să verificăm această regulă pentru:

- oxidul de sodiu (Na_2O): $2 \cdot NO_{Na} + NO_O = 2(+1) - 2 = 0$.
- apă (H_2O): $2 \cdot NO_H + NO_O = 2(+1) - 2 = 0$.

Această regulă se poate utiliza pentru determinarea numărului de oxidare al unui element dintr-o combinație, cunoscând numerele de oxidare ale celorlalte elemente. De exemplu:

• în dioxidul de sulf (SO_2): $S^xO_2^{-2}$, $x+2(-2)=0$, $x=+4$, $NO_S=+4$;

• în acidul sulfuric (H_2SO_4): $H_2^{+1}S^xO_4^{-2}$, $2(+1)+x+4(-2)=0$, $x=+6$, $NO_S=+6$.

Verificați și consolidați

Determinați numerele de oxidare ale azotului din compușii: NH_3, NO, NO_2, HNO_2, HNO_3.

d) Suma algebrică a numerelor de oxidare pentru un ion poliatomic este egală cu sarcina ionului.

Să verificăm această regulă pentru ionul sulfat acid (HSO_4^-), știind că $NO_S = +6$.

$[H^{+1}S^{+6}O_4^{-2}]^-$ $\quad +1 + 6 + 4(-2) = -1$

Aplicând această regulă, se poate determina, de exemplu, numărul de oxidare al carbonului, din ionul carbonat neutru (CO_3^{2-}):

$[C^xO_3^{-2}]^{2-}$ $\quad x + 3(-2) = -2 \quad x = +4 \quad NO_C = +4$.

Verificați și consolidați

Determinați numerele de oxidare ale azotului din compușii: NH_4^+, NO_3^-.

e) Pentru un electron pus în comun și nedeplasat se consideră numărul de oxidare zero. Astfel:

• numărul de oxidare al hidrogenului din molecula H_2 este 0;

• numărul de oxidare al sulfului din molecula S_8 este 0.

De aici, rezultă că substanțele în stare elementară au numărul de oxidare zero.

Verificați și consolidați

Determinați: NO_P din P_4, NO_C din diamant, NO_{Cu} din cupru metalic.

Concentrând toate aceste observații, se poate formula o regulă pentru determinarea numărului de oxidare al unui element dintr-un compus cu structura cunoscută.

Reținеți

Se însumează:

-1 pentru fiecare sarcină negativă sau electron pus în comun și deplasat spre atomul considerat;

0 pentru fiecare electron pus în comun și nedeplasat;

+1 pentru fiecare sarcină pozitivă sau electron pus în comun și deplasat de la atomul considerat spre alt atom.

De exemplu, se poate aplica această regulă pentru determinarea numărului de oxidare al sulfului din ionul disulfură (S_2^{2-}), cu structura: $[:\ddot{S}:\ddot{S}:]^{2-}$

NO_S = -1 (pentru sarcină negativă) +0 (pentru electronul pus în comun cu celălalt atom de sulf, electron nedeplasat) = -1.

Verificați și consolidați

Determinați numărul de oxidare al oxigenului din apă oxigenată (H_2O_2) cu structura: H:Ö:Ö:H

Numărul de oxidare depinde de structura stratului exterior de electroni și variază periodic cu numărul atomic. Numerele de oxidare pot fi determinate și din poziția elementului în tabelul periodic.

Analizați și descoperiți

Analizați datele din schema 8.1.2. și indicați:

a) de ce metalele au numere de oxidare pozitive;

b) ce relație există între numărul de oxidare al unui metal și numărul grupei în care se află.

Schema 8.1.2.

Grupa	*1*	*2*	*13*
Procesul de ionizare	$_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ ↓ $Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6 + 1e^-$	$_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ ↓ $Mg^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 + 2e^-$	$_{13}Al: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ ↓ $Al^{3+}: 1s^2 2s^2 2p^6 + 3e^-$
Numărul de electroni cedați	*1*	*2*	*3*
Cifra unităților din numărul grupei	*1*	*2*	*3*
NO	*+1*	*+2*	*+3*

Atomii metalelor dobândesc configurațiile stabile prin cedare de electroni, formând ioni pozitivi. De aceea, metalele au numere de oxidare pozitive. Se observă, de exemplu, că atomul de aluminiu cedează cei trei electroni de pe ultimul strat și aluminiul are NO=+3. Cifra 3, cifra unităților din numărul 13, indică numărul de electroni cedați de atomul de aluminiu, dar și numărul de oxidare al aluminiului.

Rețineți **Metalele din grupele principale au numere de oxidare pozitive și egale cu cifra unităților din numărul grupei.**

Sunt și excepții de la această regulă.

Verificați și consolidați

Determinați numărul de oxidare al litiului, știind că litiu se află în grupa 1.

Unele metale pot pune în comun electroni cu nemetalele. Electronii puși în comun sunt deplasați de la atomul de metal spre atomul de nemetal. Așadar, metalele au numere de oxidare pozitive.

Analizați și descoperiți

Analizați datele din schema 8.1.3. și indicați:

a) de ce nemetalele au numere de oxidare negative în compușii cu metalele și hidrogenul;

b) ce relație există între numărul de oxidare al unui nemetal în compușii cu metalele și hidrogenul și numărul grupei în care se află nemetalul.

Grupa	14	15	16	17
Procesul de ionizare	—	$_{15}P$: [Ne] $2s^2 3p^3 + 3e^-$ ↓ P^{3-}: [Ne] $3s^2 3p^6$	$_{16}S$: [Ne] $3s^2 3p^4 + 2e^-$ ↓ S^{2-}: [Ne] $3s^2 3p^6$	$_{17}Cl$: [Ne] $3s^2 3p^5 + 1e^-$ ↓ Cl^-: [Ne] $3s^2 3p^6$
18 - nr grupei	18-14=4	18-15=3	18-16=2	18-17=1
NO în compușii cu metalele	—	-3 $\overset{+1}{Na_3}\overset{-3}{P}$	-2 $\overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{S}$	-1 $\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$
NO în compușii cu hidrogenul	-4 $\overset{-4}{Si}\overset{+1}{H_4}$	-3 $\overset{-3}{P}\overset{+1}{H_3}$	-2 $\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{S}$	-1 $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$

a) $Na^{\bullet} + {}^{\bullet}\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{Cl}}: \rightarrow Na^+ + :\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{Cl}}:^- \rightarrow Na^+Cl^-$

b) $H^{\bullet} + {}^{\bullet}\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{Cl}}: \rightarrow H:\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{Cl}}:$

sau $H\overset{\delta+}{-}\underset{\bullet\bullet}{\overset{\bullet\bullet}{Cl}}:^{\delta-}$

Schema 8.1.4. Modelarea legăturilor chimice din: NaCl (a), HCl (b)

Pentru a dobândi configurația stabilă de octet pe stratul 3 atomul de clor poate să accepte un electron când se combină cu metalele, de exemplu cu sodiul, sau să pună în comun un electron, când se combină cu hidrogenul. Electronul pus în comun este deplasat spre atomul de clor, element mai electronegativ decât hidrogenul.

Prin urmare, clorul are numărul de oxidare -1 în compușii cu metalele și în acidul clorhidric. Numărul 1 este egal cu diferența 18-17, 17 fiind numărul grupei în care se află clorul.

Reținеți

În compușii cu metalele și hidrogenul, numărul de oxidare al unui nemetal este negativ și egal cu diferența: 18 - numărul grupei.

Verificați și consolidați

Determinați numărul de oxidare al fluorului în: MgF_2 și în HF, știind că fluorul se află în grupa 17.

În compușii cu oxigenul, nemetalele pun în comun cu oxigenul un număr diferit de electroni. Electronii puși în comun sunt deplasați spre oxigen, element mai electronegativ.

De aceea, în compușii cu oxigenul, nemetalele au numere de oxidare pozitive.

De exemplu, sulful în SO_2 sau H_2SO_3 are NO = +4, iar în SO_3 sau H_2SO_4, are NO = +6.

Aplicații

1. Determinați numerele de oxidare ale sulflului în: H_2S, S_8, SO_2, SO_3, H_2SO_3, H_2SO_4.
2. Determinați numărul de oxidare al clorului în: $MgCl_2$, HCl, $AlCl_3$, KCl.
3. Determinați numerele de oxidare ale clorului în: Cl_2, HClO, $HClO_3$, $HClO_4$.
4. Determinați numărul de oxidare al carbonului în: CO_2, H_2CO_3, $CaCO_3$, $NaHCO_3$.

8.2. Oxidare și reducere

Reacția de combinare cu oxigenul este o reacție de oxidare. Să analizăm reacția de oxidare a magneziului.

$$Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO$$

Fig. 8.2.1. Oxidarea magneziului

Atomul de magneziu cedează doi electroni atomului de oxigen, trecând în ion de magneziu (Mg^{2+}).

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$

Magneziul își mărește numărul de oxidare de la 0, în magneziul metalic, la +2 în oxidul de magneziu.

$$Mg^0 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow Mg^{+2}O$$

Reacția în care se scoate oxigenul dintr-o combinație este o reacție de reducere. Să analizăm reacția de reducere cu hidrogen a oxidului de cupru.

$$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$$

În această reacție, ionul de cupru (Cu^{2+}) acceptă doi electroni și trece în atomul de cupru.

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$$

Cuprul își micșorează numărul de oxidare de la +2, în oxidul de cupru, la 0 în cuprul metalic.

$$Cu^{+2}O + H_2 \rightarrow Cu^0 + H_2O$$

Pornind de la aceste observații, s-au generalizat noțiunile de oxidare și reducere.

Reținеți **Procesul de oxidare este transformarea ce are loc cu cedare de electroni. În procesul de oxidare, numărul de oxidare crește.**

Procesul de reducere este transformarea ce are loc cu acceptare de electroni. În procesul de reducere, numărul de oxidare scade.

Fig. 8.2.2. Reacția dintre Al și S

Conform acestei noi accepțiuni, nu numai reacțiile de combinare cu oxigenul sunt reacții de oxidare. Orice proces care se desfășoară cu cedare de electroni și cu mărirea numărului de oxidare este un proces de oxidare.

Astfel, în reacțiile:

$$2Al^0 + 3S \rightarrow Al_2^{+3}S_3 \qquad Al^0 \rightarrow Al^{+3} + 3e^-$$

$$2Fe^{+2}Cl_2 + Cl_2 \rightarrow 2Fe^{+3}Cl_3 \qquad Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$$

atomii de aluminiu și ionii Fe^{2+} participă la procese de oxidare.

În aceeași accepțiune, nu numai reacțiile ce au loc cu micșorarea conținutului în oxigen sunt reacții de reducere. Orice proces ce are loc cu acceptare de electroni și cu micșorarea numărului de oxidare este un proces de reducere.

Astfel, în reacțiile: $Fe + Cu^{+2}SO_4 \rightarrow Cu^0 + FeSO_4$ $\qquad Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu^0$

$$2KI + Cl_2^0 \rightarrow 2KCl^{-1} + I_2 \qquad Cl^0 + e^- \rightarrow Cl^{-1}$$

ionii Cu^{2+} și atomii de clor participă la procese de reducere.

Procesele de reducere și de oxidare nu pot fi separate. Electronii cedați de un atom sunt acceptați de un alt atom. De aceea, un proces de oxidare este întotdeauna cuplat cu un proces de reducere într-o reacție de oxido-reducere sau **reacție redox**. Astfel, în reacția: $Mg^0 + \frac{1}{2}O_2^0 \rightarrow Mg^{+2}O^{-2}$, semireacția: $Mg^0 \rightarrow Mg^{+2} + 2e^-$ este procesul de oxidare, iar semireacția: $O^0 + 2e^- \rightarrow O^{-2}$ este procesul de reducere.

Verificați și consolidați

Identificați în reacția: $CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$ procesul de oxidare și procesul de reducere.

Rețineți **Specia chimică (atom, ion) care cedează electronii acceptați în procesul de reducere, deci favorizează reacția de reducere, se numește agent reducător. Agentul reducător se oxidează.**

În reacția de combinare a magneziului cu oxigenul, magneziul este agentul reducător. Atomul de magneziu cedează electronii care sunt acceptați de atomul de oxigen în procesul de reducere.

Verificați și consolidați

Identificați agentul reducător în reacția oxidului de cupru cu hidrogenul.

Rețineți **Specia chimică (atom, ion) care acceptă electronii cedați în procesul de oxidare, deci favorizează reacția de oxidare, se numește agent oxidant. Agentul oxidant se reduce.**

În reacția de ardere a magneziului, oxigenul este agentul oxidant. Atomul de oxigen acceptă electronii cedați de atomul de magneziu în procesul de oxidare.

Verificați și consolidați

Identificați agentul oxidant în reacția oxidului de cupru cu hidrogenul.

Procesele de cedare și de acceptare de electroni pot fi reale sau formale. Astfel, în reacția:

$$Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO$$

are loc un transfer real de electroni de la atomii de magneziu, care se oxidează trecând în ionii Mg^{2+}, la atomii de oxigen, care se reduc la ionii O^{2-}.

Însă, în reacția:

$$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI \quad \text{sau} \quad H_2^0 + I_2^0 \rightarrow 2H^{+1}I^{-1}$$

în care: semireacția: $H^0 \rightarrow H^{+1} + e^-$ este procesul de oxidare

și semireacția: $I^0 + e^- \rightarrow I^{-1}$ este procesul de reducere,

transferul de electroni de la atomii de hidrogen la atomii de iod este formal. În această reacție, atomii de hidrogen nu cedează electroni și nu formează ioni pozitivi H^+, iar atomii de iod nu acceptă electroni și nu formează ioni negativi I^-. Între un atom de hidrogen și unul de iod se pune în comun o pereche de electroni ce este deplasată către atomul de iod.

În vederea identificării procesului de oxidare și a celui de reducere,

a agentului oxidant şi a celui reducător pentru o reacţie redox, se determină, mai întâi, numerele de oxidare ale elementelor ce intră în componenţa reactanţilor şi a produşilor de reacţie.

Propunem pentru exemplificare următoarea reacţie redox:

$$Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuO + SO_2 + H_2O$$

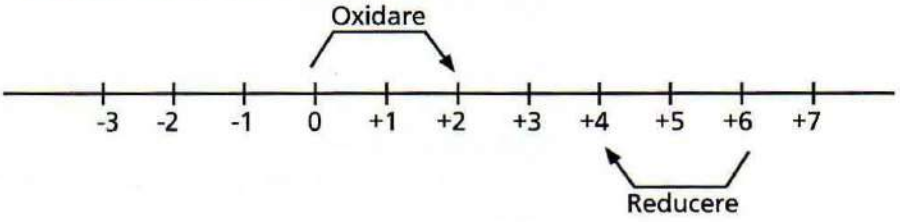
• Se determină numerele de oxidare ale atomilor:

$$Cu^0 + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \rightarrow Cu^{+2}O^{-2} + S^{+4}O_2^{-2} + H_2^{+1}O^{-2}$$

• Se identifică elementele care îşi schimbă numerele de oxidare în timpul reacţiei:

$$Cu^0 \rightarrow Cu^{+2} \qquad S^{+6} \rightarrow S^{+4}$$

• Se identifică procesele de oxidare şi de reducere, ţinând seama că în procesul de oxidare numărul de oxidare creşte, iar în procesul de reducere numărul de oxidare scade.



$Cu \rightarrow Cu^{+2} + 2e^-$ oxidare

$S^{+6} + 2e^- \rightarrow S^{+4}$ reducere

sau

$Cu^0 \xrightarrow{-2e^-} Cu^{+2}$ oxidare

$S^{+6} \xrightarrow{+2e^-} S^{+4}$ reducere

Pentru indicarea proceselor de oxidare şi reducere se poate utiliza şi varianta în care transferul de electroni este trecut pe săgeată, variantă care asociază mai bine termenii:

• mărirea numărului de oxidare → oxidare → cedare de electroni ($-ne^-$);

• micşorarea numărului de oxidare → reducere → acceptare de electroni ($+ne^-$).

• Se identifică agentul oxidant (specia care se reduce) şi agentul reducător (specia care se oxidează).

Cu^0 - agent reducător

S^{+6} - agent oxidant

Multe dintre reacţiile chimice întâlnite în studiul chimiei organice şi anorganice sunt reacţii de oxido-reducere şi multe dintre ele au aplicaţii practice.

INFO plus

Reacţii de oxido - reducere au loc şi în organismele vii. Un proces cu caracter de universalitate pentru toate organismele aerobe îl constituie oxidarea hidrogenului conţinut în moleculele organice ale substratului de către oxigenul atmosferic cu formare de apă şi eliberare de energie, conform schemei:

$$\left.\begin{array}{l} (H_2) \xrightarrow{\text{oxidare}} 2e^- + 2H^+ \\ \frac{1}{2}O_2 + 2e^- \xrightarrow{\text{reducere}} O^{2-} \end{array}\right\} \rightarrow H_2O + 238,48kJ$$

Aceste procese sunt catalizate de enzime numite oxidoreductaze.

Aplicaţii

1. Alegeţi variantele corecte.

a) Procesul de oxidare este procesul ce are loc cu *cedare/acceptare* de electroni.

b) Procesul de reducere este procesul ce are loc cu *cedare/acceptare* de electroni.

c) Elementul care cedează electronii ce

vor fi acceptați în procesul de reducere este *agentul oxidant/agentul reducător.*

d) Elementul care acceptă electronii ce au fost cedați în procesul de oxidare este *agentul oxidant/agentul reducător.*

e) Numărul de oxidare al agentului oxidant *scade/crește.*

f) Numărul de oxidare al agentului reducător *scade/crește.*

g) Agentul oxidant *se oxidează/se reduce,* iar agentul reducător *se oxidează/se reduce.*

2. Una dintre reacțiile chimice ce au loc la obținerea fontei în furnal este reacția chimică dintre oxidul de fier (III) și monoxidul de carbon.

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$$

Studiați acest proces redox și indicați care dintre afirmațiile de mai jos sunt adevărate și care sunt false.

a) Fierul elementar se obține prin reducerea ionilor Fe^{3+} din oxidul de fier (III) (Fe_2O_3) cu monoxid de carbon (CO).

b) Numărul de oxidare al fierului crește de la 0 la +3.

c) Agentul oxidant este dioxidul de carbon (CO_2).

d) Carbonul din monoxidul de carbon (CO) se oxidează mărindu-și numărul de oxidare de la +2 la +4.

e) Fierul cu numărul de oxidare 0 este agentul oxidant și carbonul cu numărul de oxidare +4 este agentul reducător.

f) Fierul cu numărul de oxidare +3 este agentul oxidant și carbonul cu numărul de oxidare +2 este agentul reducător.

3. Se consideră următoarele procese:

$$S^{+4} \xrightarrow{-2e^-} S^{+6} \text{ (oxidare)}$$

$$O^0 \xrightarrow{+2e^-} O^{-2} \text{ (reducere)}$$

Știind că sulful și oxigenul sunt singurele elemente ce intră în componența reactanților și a produșilor de reacție, indicați ecuația reacției redox care corespunde acestor procese de oxidare și de reducere.

4. O granulă de zinc introdusă într-o eprubetă în care se află 4 mL soluție de azotat de plumb ($Pb(NO_3)_2$) se acoperă cu un strat de produs de reducere cu masa de 0,414 g. Calculați concentrația molară a agentului oxidant.

Ecuația acestei reacții redox este:

$$Zn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb + Zn(NO_3)_2$$

5. Se consideră următoarele reacții de oxido-reducere:

$$2H_2SO_4 + C \rightarrow CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

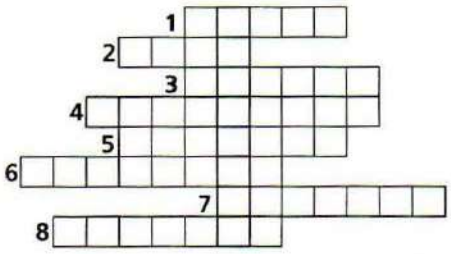
$$H_2S + Cl_2 \rightarrow S + 2HCl$$

Identificați semireacția de oxidare și semireacția de reducere, agentul oxidant și agentul reducător.

CHIMIA... altfel

Rebus

Completați următorul aritmogrif și veți găsi, pe verticală, denumirea particulei elementare transferate de la agentul reducător la agentul oxidant.



1. Oxido-reducere, altfel.
2. Transferul de electroni de la atomii de sodiu la atomii de clor în reacția de oxido-reducere: $2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$
3. Proces ce are loc la orice oxidare.
4. Această specie chimică se oxidează.
5. Proces ce are loc la orice reducere.
6. Acest proces are loc cu scăderea numărului de oxidare.
7. Reacție de combinare cu oxigenul sau proces ce are loc cu cedare de electroni.
8. Această specie chimică acceptă electronii cedați în procesul de oxidare.

8.3. Stabilirea coeficienților în ecuațiile reacțiilor redox

Pornind de la constatarea că, într-o reacție redox, numărul de electroni cedați în procesul de oxidare este egal cu numărul de electroni acceptați în procesul de reducere, studiul unei reacții redox ajută la egalarea ecuației.

Etapele unui astfel de studiu, exemplificat pentru reacția dintre aluminiu și acidul clorhidric, sunt:

· determinarea numerelor de oxidare ale atomilor implicați în reacție:

$$Al^0 + H^{+1}Cl^{-1} \rightarrow Al^{+3}Cl_3^{-1} + H_2^0$$

Unul dintre pigmenții utilizați pentru obținerea vopselei de culoare albă este sulfatul de plumb ($PbSO_4$). În prezența unor agenți reducători întâlniți mai ales în incinta bisericilor (carbonul și monoxidul de carbon rezultat din arderea lumânărilor) sulfatul de plumb se reduce la sulfură de plumb (PbS) de culoare neagră, iar picturile murale se degradează. La recondiționarea picturilor, se tratează aceste zone cu apă oxigenată, care oxidează sulfura de plumb neagră la sulfat de plumb alb, pictura recăpătându-și aspectul inițial.

· identificarea elementelor care își schimbă numărul de oxidare în timpul reacției: $Al^0 \rightarrow Al^{+3}$ $H^{+1} \rightarrow H^0$

· identificarea procesului de oxidare și al celui de reducere, a agentului oxidant și a celui reducător:

$Al^0 \rightarrow Al^{+3} + 3e^-$ oxidare; Al^0 agent reducător

$H^{+1} + 1e^- \rightarrow H^0$ reducere; H^{+1} agent oxidant

Observând că din reacție rezultă molecule de hidrogen formate din doi atomi de hidrogen (H_2) procesul de reducere se mai poate scrie:

$$2H^{+1} + 2e^- \rightarrow 2H^0 \text{ sau } 2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0$$

· amplificarea celor două procese urmărind egalarea numărului de electroni cedați cu numărul de electroni acceptați:

$Al^0 \rightarrow Al^{+3} + 3e^-$ 3 electroni cedați Ix2 → 3x2=6 electroni cedați

$2H^{+1} + 2e^- \rightarrow H_2^0$ 2 electroni captați Ix3 → 2x6=6 electroni captați

· stabilirea coeficienților ecuației pe baza analizei anterioare:

membrul I	membrul II
2 atomi Al cu NO=0	2 atomi Al cu NO=+3
6 atomi H cu NO=+1	6 atomi H cu NO=0

Introducând acești coeficienți în ecuație, se obține:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$$

Analizați următoarele reacții redox și stabiliți coeficienții:

$Cu + HNO_3 \rightarrow CuO + NO + H_2O$

$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$

$Cl_2 + KI \rightarrow I_2 + KCl$

La egalarea unei ecuații redox, recomandăm să se respecte o anumită ordine, exemplificată în continuare pentru reacția de oxidare a iodurii de potasiu (KI) cu dicromatul de potasiu ($K_2Cr_2O_7$) în prezența acidului sulfuric (H_2SO_4).

$$K_2^{+1}Cr_2^{+6}O_7^{-2} + K^{+1}I^{-1} + H_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} \rightarrow K_2^{+1}S^{+6}O_4^{-2} + Cr_2^{+3}(S^{+6}O_4^{-2})_3 + I_2^0 + H_2^{+1}O^{-2}$$

$I^{-1} \xrightarrow{-e^-} I^0$ oxidare, sau $2I^{-1} \xrightarrow{-2e^-} I_2^0$ | 3

$Cr^{+6} \xrightarrow{+3e^-} Cr^{+3}$ reducere, sau $2Cr^{+6} \xrightarrow{+6e^-} 2Cr^{+3}$ |

Se egalează:

1) elementele participante la procesele de oxidare și reducere (Cr și I):

$K_2Cr_2O_7 + 6KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + H_2O$

2) celelalte metale (K):

$K_2Cr_2O_7 + 6KI + H_2SO_4 \rightarrow 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + H_2O$

3) nemetalele, în afară de hidrogen și oxigen (S):

$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \rightarrow 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + H_2O$

4) hidrogenul și apoi oxigenul:

$K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \rightarrow 4K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + 7H_2O$

Verificați și consolidați

Studiați și egalați ecuația următoarei reacții redox:

$KMnO_4 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + H_2O$

Aplicații

1. Studiați și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox și indicați agenții oxidanți:

$Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$

$H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$

$P_4 + O_2 \rightarrow P_4O_{10}$

2. Studiați și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox și indicați agenții reducători:

$NiO + H_2 \rightarrow Ni + H_2O$

$CuO + C \rightarrow Cu + CO$

$V_2O_5 + Al \rightarrow V + Al_2O_3$

3. Studiați și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox și indicați rolul apei oxigenate:

$PbS + H_2O_2 \rightarrow PbSO_4 + H_2O$

$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 +$

$+ MnSO_4 + H_2O + O_2$

$Ag_2O + H_2O_2 \rightarrow Ag + H_2O + O_2$

4. Studiați și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox. Indicați agentul reducător și agentul oxidant din fiecare reacție:

$KOH + Cl_2 \rightarrow KCl + KClO + H_2O$

$KClO_3 \rightarrow KCl + KClO_4$

$H_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + H_2O$

5. Studiați și egalați ecuațiile următoarelor reacții redox, în care sunt indicate numai speciile chimice ce pot participa efectiv la reacție:

$Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O$

$ClO_3^- + H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4 + Cl$

$Cr_2O_7^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + H_2O + O_2$

6. În laborator, clorul se obține prin tratarea cloratului de potasiu ($KClO_3$), cu acid clorhidric concentrat, conform reacției:

$KClO_3 + HCl \rightarrow Cl_2 + H_2O + KCl$

a) Indicați care exprimare este corectă:

- clorul se obține prin oxidarea acidului clorhidric cu clorat de potasiu;
- clorul se obține prin oxidarea cloratului de potasiu cu acidul clorhidric.

b) Stabiliți coeficienții în ecuația de mai sus.

c) Calculați numărul de moli de clor ce se pot obține dacă ar reacționa 2,5 g clorat de potasiu, de puritate 98%.

d) Calculați volumul soluției de acid clorhidric de concentrație 36% și ρ = 1,183 g/cm^3, care reacționează cu toată cantitatea de clorat de potasiu.

7. În urma exploziei unui amestec de azotat de potasiu (KNO_3) și grafit se formează azot (N_2), dioxid de carbon (CO_2) și carbonat de potasiu (K_2CO_3).

a) Studiați procesul redox și scrieți ecuația reacției ce a avut loc.

b) Indicați rolul azotatului de potasiu și rolul carbonului în procesul redox.

c) În ce raport molar trebuie să fie amestecate azotatul de potasiu și carbonul în amestecul exploziv?

d) Calculați volumul, măsurat la presiunea de 1 atm și temperatura de 17°C, a gazelor rezultate prin explozia a 93,8 g de amestec de azotat de potasiu și grafit.

8. În doi cilindrii de sticlă se introduc cantități egale de dioxid de mangan (MnO_2). În primul cilindru se adaugă 120 mL soluție de acid clorhidric, iar în al doilea cilindru se adaugă, mai întâi, acid sulfuric și apoi 136 g soluție de apă oxigenată (H_2O_2).

a) Să se studieze cele două reacții redox și să se scrie ecuațiile lor.

b) Să se indice rolul dioxidului de mangan și al apei oxigenate.

c) Să se indice rolul acizilor clorhidric și sulfuric.

d) Să se calculeze concentrația procentuală a soluției de apă oxigenată, știind că în primul cilindru s-au obținut 0,2 moli clor. Se consideră ambele reacții totale.

8.4. Agenţi oxidanţi şi reducători importanţi

Curriculum diferenţiat

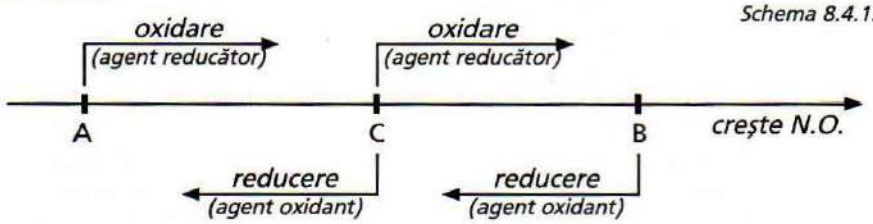
Speciile chimice care conţin elemente cu număr de oxidare minim prezintă numai caracter reducător pentru că nu pot participa decât la un proces, care are loc cu mărirea numărului de oxidare, adică la un proces de oxidare.

Speciile chimice care conţin elemente cu număr de oxidare maxim prezintă numai caracter oxidant, pentru că nu pot participa decât la un proces care are loc cu micşorarea numărului de oxidare, adică la un proces de reducere.

Speciile chimice care conţin elemente cu număr de oxidare intermediar între cel minim şi cel maxim pot fi şi agenţi oxidanţi şi agenţi reducători.

A = NO minim
B = NO maxim
C = NO intermediar

Schema 8.4.1.



Caracterul reducător al metalelor

Metalele dobândesc configuraţiile stabile prin cedare de electroni, formând ioni pozitivi. Unele metale pot pune în comun electroni cu nemetalele. Electronii puşi în comun sunt deplasaţi de la atomul de metal, spre atomul de nemetal. De aceea, metalele au în compuşii lor numai numere de oxidare pozitive.

Multe dintre metale pot forma mai multe specii ionice sau pot pune în comun un număr diferit de electroni. Aceste metale prezintă mai multe numere de oxidare, cel maxim fiind, în general, egal cu cifra unităţilor din numărul grupei. În tabelul 8.4.2. sunt indicate numerele de oxidare caracteristice ale metalelor din perioada 4.

Tabelul 8.4.2.

Grupa	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Elementul	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge
Ionii	K^+	Ca^{2+}	Sc^{3+}	Ti^{3+}	V^{2+} V^{3+}	Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+}	Cu^{+} Cu^{2+}	Zn^{2+}	Ga^{3+}	Ge^{4+}
Formula oxizilor mai importanţi	K_2O	CaO	Sc_2O_3	TiO Ti_2O_3 TiO_2	V_2O_3 VO_2 V_2O_5	CrO Cr_2O_3 CrO_3	MnO Mn_2O_3 MnO_2	FeO Fe_2O_3 Fe_3O_4	CoO Co_3O_4	NiO	Cu_2O CuO	ZnO	Ga_2O Ga_2O_3	GeO_2
N.O.	+1	+2	+3	+2 +3 +4	+2 +3 +4 +5	+2 +3 +6	+2 +3 +4 +7	+2 +3	+2 +3	+2	+1 +2	+2	+1 +3	+4

Analizaţi şi descoperiţi

Răspundeţi la întrebările de mai jos şi argumentaţi.

a) Ce număr de oxidare au metalele în stare elementară?

b) Ce proces suferă metalele când trec din stare metalică în compuşi?

c) Ce caracter prezintă metalele în aceste reacţii?

Borul, siliciul, zirconiul, titanul, ceriul, aluminiul, beriliul sunt elemente ce au fost descoperite prin reducerea unor compuși ai lor cu metale puternic reducătoare (Na, K, Mg).

Astfel, siliciul este obținut pentru prima dată, în 1811, de Gay-Lussac și Thénard, prin reducerea tetrafluorurii de siliciu (SiF_4) cu potasiu. Mai târziu, Berzelius obține siliciul prin reducerea nisipului de cuarț (SiO_2) cu pulbere de magneziu.

În 1827, chimistul german F. Wöhler obține mici cantități de aluminiu prin reducerea clorurii de aluminiu anhidre ($AlCl_3$) cu potasiu metalic. Mai târziu, împăratul Franței, Napoleon al III-lea, se interesează de obținerea acestui nou metal asemănător argintului, dar mai ușor, din care ar fi vrut să facă platoșe pentru soldați.

Reținеți **În stare elementară, metalele au numai caracter reducător. Ele se pot oxida, trecând de la numărul de oxidare zero la numere de oxidare mai mari decât zero (pozitive).**

Metalele prezintă caracter reducător în reacția cu:

- nemetalele;

Exemple: $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

$2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$

- compușii metalelelor ce urmează metalului considerat în seria activității metalelor;

Exemple: $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$

$2Al + Fe_2O_3 \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$

- apa (numai metalele aflate în fața hidrogenului în seria activității metalelor);

Exemple: $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$

- acizii (metalele reacționează diferit cu acizii în funcție de poziția lor în seria activității metalelor);

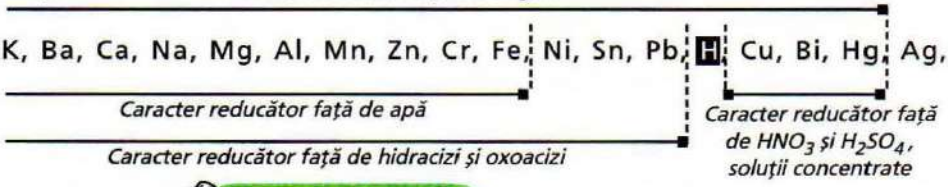
Exemple: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

$3Cu + 8\,HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

- alte substanțe:

Exemple: $Zn + 2NaOH + 2H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] + H_2$

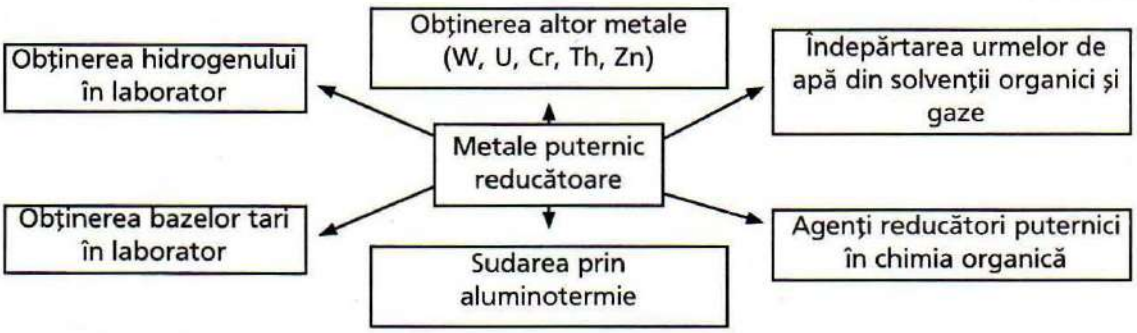
Schema 8.4.3.



Efectuați experimentul A din fișa de laborator 8.4.4.

Metalele cu caracter reducător pronunțat au multe utilizări practice, evidențiate în schema 8.4.5.

Schema 8.4.5.



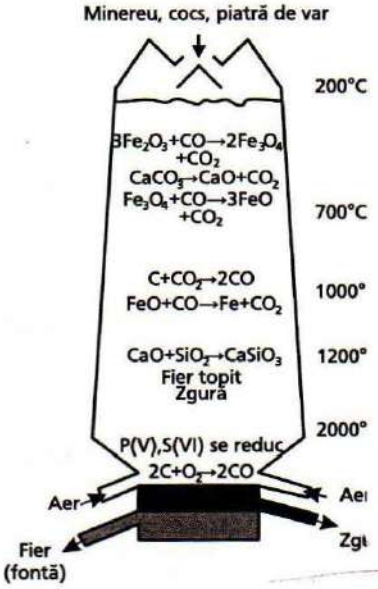
Caracterul reducător al carbonului, monoxidului de carbon, hidrogenului

Dioxidul de carbon (CO_2) este un compus foarte stabil al carbonului. În dioxid de carbon, carbonul are NO = +4. Carbonul în stare elementară, cu NO = 0, și monoxidul de carbon (CO), în care carbonul are NO = +2, se oxidează ușor la dioxid de carbon și au caracter reducător.

Şi hidrogenul are o tendinţă accentuată de a se combina cu oxigenul, formând apa, o substanţă stabilă. În acest proces, hidrogenul se oxidează şi are caracter reducător.

Caracterul reducător al acestor substanţe este utilizat în procesele industriale de obţinere a metalelor.

Fierul se obţine în furnal, în urma unor reacţii de reducere a oxizilor de fier cu monoxid de carbon. În schema 8.4.6. sunt prezentate principalele procese care au loc în fiecare zonă a furnalului.



Schema 8.4.6.

Verificaţi şi consolidaţi

Identificaţi procesele de oxidare şi reducere şi agenţii reducători din reacţiile indicate în schema 8.4.6.

Unele metale se obţin din oxizii lor prin reducere cu carbon. Prin prăjirea minereurilor care conţin sulfuri, se obţin oxizi de metal şi dioxid de sulf. De exemplu:

$2Cu_2S + 3O_2 \rightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$ $\qquad$ $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

Prin încălzirea oxizilor cu cocs se obţin metalele respective.

$Cu_2O + C \rightarrow 2Cu + CO$ $\qquad$ $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$

Unele metale se obţin din oxizii lor, în anumite condiţii de temperatură şi presiune, prin reducere cu hidrogen. De exemplu:

$NiO + H_2 \rightarrow Ni + H_2O$ $\qquad$ $WO_3 + 3H_2 \rightarrow W + 3H_2O$

Verificaţi şi consolidaţi

Identificaţi procesele de oxidare şi reducere şi agenţii reducători din reacţiile de mai sus.

INFO plus

Din cauza caracterului său oxidant, permanganatul de potasiu, $KMnO_4$ este utilizat la sterilizarea apei, ca dezinfectant în medicină, la albirea lânei, a bumbacului sau a fibrelor textile, la purificarea gazelor.

Caracterul oxidant al permanganatului de potasiu ($KMnO_4$) şi al dicromatului de potasiu ($K_2Cr_2O_7$)

În permanganatul de potasiu ($KMnO_4$), manganul are numărul de oxidare maxim NO=+7. În dicromatul de potasiu ($K_2Cr_2O_7$), cromul are numărul de oxidare maxim NO=+6. De aceea, aceste substanţe au caracter oxidant şi sunt reactivi importanţi în chimia aplicată.

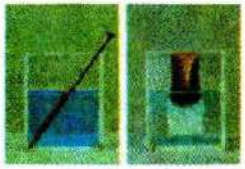
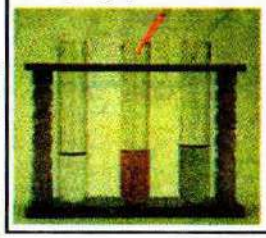
Reţineţi

În soluţie apoasă slab bazică sau neutră, ionul permanganat (MnO_4^-), violet, se reduce la dioxid de mangan (MnO_2), precipitat brun, conform semireacţiei:

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2 + 4HO^-$$

În soluţie apoasă acidă, ionul permanganat (MnO_4^-), violet, se reduce la ionul Mn^{2+}, incolor, conform semireacţiei:

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubricile 4 și 5 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Reacția metalelor cu sărurile metalelor mai puțin active 	• Fe, Zn, Cu • soluție de $CuSO_4$ • soluție de $Pb(NO_3)_2$ • soluție de $AgNO_3$ • eprubete	Pregătiți trei eprubete în care puneți: - 2 mL soluție $CuSO_4$ și un cui de Fe; - 2 mL soluție $Pb(NO_3)_2$ și o granulă de Zn; - 2 mL soluție $AgNO_3$ și șpan de Cu. Observați eprubetele fără să agitați.	$Fe + CuSO_4 \rightarrow$ ..... + ... Cuiul de fier se acoperă cu un strat ..... de Cu. $Zn + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$ ..... + ... Granula de Zn se acoperă cu un strat ..... de ..... $Cu + AgNO_3 \rightarrow$ ..... + ... Șpanul de Cu se acoperă cu un strat ..... de	Metalele au caracter ..... Metalele mai active reduc ionii metalelor mai puțin active decât ele.
B. Reacția dintre $FeSO_4$ și soluție acidă de $KMnO_4$	• soluție de $FeSO_4$ • soluție de $KMnO_4$ • soluție de H_2SO_4 • eprubete	Într-o eprubetă introduceți 2 mL soluție de $FeSO_4$, 1 mL soluție H_2SO_4 și 2mL soluție de $KMnO_4$. Agitați. Analizați procesul redox și egalați ecuația.	$FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$ Culoarea ..... a $KMnO_4$	$KMnO_4$ are caracter .....
C. Reacția dintre $FeSO_4$ și soluție acidă de $K_2Cr_2O_7$ 	• soluție de $FeSO_4$ • soluție de $K_2Cr_2O_7$ • soluție de H_2SO_4 • eprubete	Într-o eprubetă introduceți 2 mL soluție de $FeSO_4$, 1 mL soluție H_2SO_4 și 2mL soluție de $K_2Cr_2O_7$. Agitați. Analizați procesul redox și egalați ecuația.	$FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ Culoarea ..... a $K_2Cr_2O_7$ ....., soluția se colorează în	$K_2Cr_2O_7$ are caracter .....

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$$

În soluție apoasă acidă, ionul dicromat ($Cr_2O_7^{2-}$), portocaliu, se reduce la ionul Cr^{3+}, verde, conform semireacției:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

Verificați și consolidați

Efectuați experimentele B și C din fișa de laborator 8.4.4. Analizați procesele redox.

Soluțiile slab bazice sau acide de $KMnO_4$ și soluțiile acide de $K_2Cr_2O_7$ sunt utilizate ca oxidanți în chimia organică și anorganică, pentru dozarea unor cationi în chimia analitică, de exemplu: determinarea concentrației apei oxigenate, dozarea ionilor Fe^{2+} din apă.

Aplicații

1. Se consideră reacțiile:

$Fe + Cl_2 \rightarrow FeCl_3$

$Fe + HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$

$Fe + S \rightarrow FeS$

Studiați aceste reacții de oxido-reducere și stabiliți rolul fierului în aceste reacții. Stabiliți coeficienții în aceste ecuații.

2. Indicați care sunt reacțiile în care cuprul are caracter reducător.

$Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2$

$2Cu + S \rightarrow Cu_2S$

$2CuO + C \rightarrow 2Cu + CO_2$

$Cu + H_2SO_4 + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow CuSO_4 + H_2O$

$Cu(NO_3)_2 + 2NaOH \rightarrow Cu(OH)_2 + 2NaNO_3$

3. O variantă industrială de obținere a cuprului presupune tratarea chimică a minereului de cupru cu obținerea unei soluții de sulfat de cupru. Din această soluție, cuprul se separă cu șpan de fier.

a) Indicați ecuația reacției dintre sulfatul de cupru și fier.

b) Stabiliți rolul fierului în această reacție.

c) Calculați masa cuprului separat, dacă s-au utilizat 571,4 kg de șpan de fier de puritate 98%, randamentul procesului fiind de 80%.

4. Datorită afinității sale mari pentru oxigen, aluminiul este utilizat sub formă de pulbere, pentru obținerea unor metale din oxizii lor. Procedeul se numește aluminotermie.

a) Completați următoarele ecuații și indicați rolul aluminiului.

$Cr_2O_3 + Al \rightarrow$

$MnO + Al \rightarrow$

b) Ce cantitate de pulbere de aluminiu este necesară pentru a reduce 294 g amestec de oxizi Cr_2O_3 și MnO, în raport molar 1:2?

5. Calciul metalic se întrebuințează ca agent reducător energic în obținerea industrială a cromului, a toriului și, în special, a uraniului.

a) Completați următoarele ecuații și puneți în evidență caracterul reducător al calciului.

$Cr_2O_3 + Ca \rightarrow$

$ThO_2 + Ca \rightarrow$

$UF_4 + Ca \rightarrow$

b) Calculați masa de oxid de crom (III) (Cr_2O_3) ce se poate reduce cu 4 kg de calciu.

6. O probă de alamă, aliaj Cu-Zn, se tratează cu soluție de acid clorhidric de concentrație 30% și ρ = 1,152 g/cm^3, când se degajă 4,48 L gaz (c.n.). O altă probă de alamă, identică cu prima, se tratează cu soluție de acid azotic concentrat de concentrație 13 M când se degajă 5,972 L gaz (c.n.). Să se determine:

a) masa probei de alamă;

b) compoziția procentuală de masă a alamei;

c) volumul soluției de acid clorhidric consumat în prima reacție;

d) volumul soluției de acid azotic consumat în a doua reacție.

7. Pentru dozarea ionilor Fe^{2+} din apele reziduale, se tratează o probă de apă cu volumul de 200 mL cu soluție acidă de permanganat de potasiu ($KMnO_4$) de concentrație 0,2 M, când se consumă 10 mL soluție oxidantă. Să se determine concentrația ionilor Fe^{2+} în apa reziduală analizată.

8.5. Pile electrochimice

Frecvent folosim ca sursă de curent electric continuu pilele electrochimice sub forma bateriilor sau a acumulatoarelor.

Pilele electrochimice, numite și pile galvanice, sunt sisteme în care energia chimică este convertită în energie electrică.

Verificați și consolidați

Efectuați experimentul descris în fișa de laborator 8.5.1.

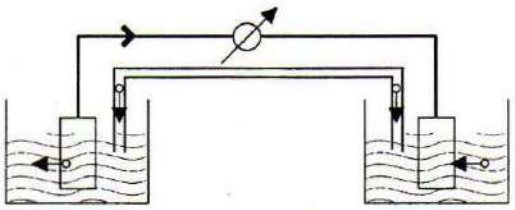
O pilă electrochimică este formată din doi electrozi (două semicelule), care, în cazul experimentului anterior, sunt electrodul de zinc și electrodul de cupru.

Electrodul unui metal este ansamblul format dintr-o lamă metalică cufundată într-o soluție ce conține ionii metalului respectiv.

De exemplu, electrodul de zinc este format dintr-o placă de zinc introdusă într-o soluție de sulfat de zinc.

Când plăcile metalice sunt unite între ele printr-un fir conductor, au loc următoarele procese (schema 8.5.2):

Schema 8.5.2



$$Zn_{(s)} \xrightarrow{\text{oxidare}} Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- \qquad Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- \xrightarrow{\text{reducere}} Cu_{(s)}$$

Atomii de zinc cedează mai ușor electroni (se oxidează) decât atomii de cupru și trec în soluție ca ioni Zn^{2+}.

Electronii cedați se acumulează pe placa de zinc, de unde migrează, prin firul conductor, pe placa de cupru.

Ionii Cu^{2+} au tendința de a accepta electroni (de a se reduce) mai accentuată decât ionii Zn^{2+}. De aceea, electronii de pe placa metalică vor fi acceptați de ionii Cu^{2+}, care trec în atomi de cupru și se fixează pe placa de cupru.

Prin urmare, electronii cedați în procesul de oxidare a atomilor de zinc de pe placa de zinc trec, prin circuitul exterior, spre placa de cupru, de unde sunt preluați în procesul de reducere a ionilor Cu^{2+}.

Astfel, în circuitul exterior se generează un curent electric continuu. Funcționarea pilei se bazează pe diferența de caracter electropozitiv a celor două metale.

În semicelula zincului (element mai electropozitiv) are loc procesul de oxidare. Electrodul de zinc reprezintă anodul și borna negativă a pilei.

În semicelula cuprului (element mai slab electropozitiv) are loc procesul de reducere. Electrodul de cupru reprezintă catodul și borna pozitivă a pilei.

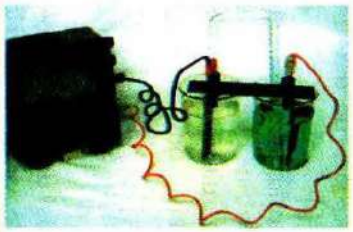
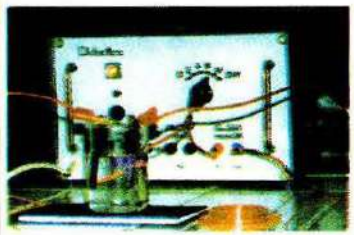
Construită în felul acesta, pila va funcționa o fracțiune de secundă.

În urma procesului de oxidare, soluția din jurul zincului metalic nu mai este neutră. În soluție vor fi mai mulți ioni Zn^{2+} decât ioni SO_4^{2-}, situație

Galvani a observat, în 1789, că un picior de broască jupuit și atârnat de un nerv, prin intermediul unui cârlig de arămă, de un grilaj de fier, suferă o contracție a mușchilor. Volta a arătat mai târziu că excitarea nervoasă care comandă contracția mușchilor este declanșată de un curent electric ce ia naștere între cele două metale, în contact cu un electrolit, care este lichidul din mușchiul broaștei. Prima pilă electrică, construită de Volta, se compunea dintr-o vergea de cupru și una de zinc, cufundată în acid sulfuric concentrat. Mai târziu, pilele electrice s-au construit sub forma unui teanc ("une pile" în limba franceză) de discuri de zinc și de cupru, separate prin cartoane îmbibate cu acid sulfuric.

Fișa de laborator 8.5.1.

Citiți cu atenție modul de lucru. Efectuați experimentele. Copiați pe caiete datele din rubrica 4 și completați spațiile libere în funcție de observațiile făcute. Notați și alte aspecte observate.

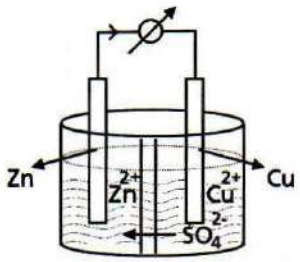
Experimentul	Reactivi și ustensile	Modul de lucru	Ecuațiile reacțiilor chimice și observații	Concluzii
1	2	3	4	5
A. Pila Zn - Cu 	• soluție de $ZnSO_4$ • soluție de $CuSO_4$ • lamă de Zn • lamă de Cu • fire conductoare • punte de sare • voltmetru	Realizați un electrod de Zn. Pentru aceasta turnați într-un pahar Berzelius soluție de sulfat de zinc ($ZnSO_4$) de concentrație 1M, și cufundați în soluție o placă de zinc. Construiți în aceeași manieră și un electrod de cupru, folosind soluție de sulfat de cupru ($CuSO_4$) de concentrație 1M și o placă de cupru. Se umple un tub în formă de U cu soluția saturată a unei sări (KCl, NaCl, $NaNO_3$, NH_4NO_3). Capetele tubului se astupă cu dopuri de vată sau hârtie de filtru. Tubul astfel pregătit se introduce cu un braț în fiecare pahar. Acest tub se numește punte de sare și face legătura dintre soluțiile celor doi electrozi. Între plăcile de cupru și zinc se conectează cu fire conductoare un voltmentru și un întrerupător. Închideți circuitul electric cu ajutorul întrerupătorului și observați acul indicator al voltmetrului.		Pila Cu - Zn debitează un curent electric continuu de 1V.
B. Electroliza soluției de NaCl 	• soluție de NaCl • electrozi de grafit • fire conductoare • sursă de curent electric continuu • fenolftaleină	Într-un pahar Berzelius, introduceți soluție de NaCl și apoi doi electrozi de grafit legați la o sursă de curent electric continuu. Închideți circuitul. La sfârșitul electrolizei picurați în jurul electrodului legat la borna negativă, soluție alcoolică de fenolftaleină.	În jurul anodului se degajă ..... În jurul catodului se degajă ..... Fenolftaleina se	Soluția apoasă de NaCl conduce curentul electric

care împiedică trecerea a noi ioni Zn^{2+} în soluție și blochează funcționarea pilei. Un fenomen similar are loc și în semicelula cuprului. În soluție vor exista mai puțini ioni Cu^{2+} decât ioni SO_4^{2-}, situație care blochează procesul de reducere a noi ioni Cu^{2+}.

Pentru asigurarea continuă a neutralității soluțiilor din cele două semicelule, se introduce puntea de sare care face legătura între cele două soluții, prin intermediul ionilor. Anionii din puntea de sare (de exemplu NO_3^-) migrează spre semicelula anodului (zincului), iar cationii din puntea de sare (de exemplu Na^+) migrează spre semicelula catodului (cuprului).

Ecuația reacției chimice pe care se bazează funcționarea acestei pile este:

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$



Schema 8.5.3. Pila Daniel

Pila cupru-zinc este numită și **pila Daniel**. Pila este formată dintr-un vas despărțit în două printr-un perete construit dintr-un material poros, numit diafragmă. Într-un compartiment al vasului se introduce soluție de sulfat de zinc, în care se cufundă o placă de zinc, iar în celălalt compartiment se introduce soluție de sulfat de cupru, în care se cufundă o placă de cupru. Diafragma nu permite amestecarea soluțiilor, dar permite trecerea ionilor SO_4^{2-} în timpul funcționării pilei.

Pila Daniel dezvoltă o tensiune electromotoare de cca. 1 V.

Pilele cu electrolit lichid sunt mai greu de manipulat și de transportat și se dezactivează repede. Astfel de pile nu mai sunt utilizate astăzi. Acest dezavantaj nu mai este întâlnit la pilele uscate, folosite azi foarte frecvent.

Analizați și descoperiți

Priviți o baterie R 6 sau R 20. Încercați să desfaceți o baterie consumată și observați cum este alcătuită.

Curriculum diferențiat

Pila Leclanché este formată dintr-un cilindru de zinc, ce constituie polul negativ (anodul pilei). În mijlocul cilindrului se află un electrod de cărbune înconjurat de dioxid de mangan (MnO_2). Acest electrod constituie polul pozitiv (catodul pilei). Spațiul dintre cei doi electrozi este umplut cu o pastă umedă formată din: clorură de amoniu (NH_4Cl), clorură de zinc ($ZnCl_2$), apă și un material inert de umplutură, amidon (schema 8.5.4).

Schema 8.5.4. Pila Leclanché

Totul este bine închis pentru a nu se pierde apa, în lipsa căreia pila nu poate funcționa.

La anod, are loc procesul de oxidare a zincului:

$$Zn \xrightarrow{\text{oxidare}} Zn^{2+} + 2e^-$$

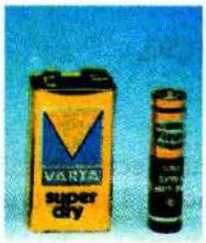


Fig. 8.5.5. Pile

Cilindrul de zinc se consumă în timpul funcționării pilei.

La catod, procesul este mai complex. Ionii H^+, cedați de ionii NH_4^+, sunt reduși la atomi de hidrogen care sunt oxidați la apă de dioxidul de mangan. Reacția generală este:

$$2NH_4^+ + 2MnO_2 + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + H_2O + 2NH_3$$

Tensiunea electromotoare maximă este de 1,5 V. La pilele consumate este mai mică.

Acumulatorul este o pilă reversibilă, ce produce curent electric și poate fi reîncărcat.

Acumulatorul cu plumb, realizat de inginerul francez Planté (1859), este și astăzi cea mai utilizată pilă reversibilă.

Acumulatorul cu plumb este cel mai utilizat în practică. Anodul (electrodul negativ) este format dintr-un grătar de plumb ce are ochiurile umplute cu plumb spongios. Catodul (electrodul pozitiv) este format dintr-un grătar de plumb ce are ochiurile umplute cu dioxid de plumb (PbO_2). Cele două plăci sunt cufundate într-o soluție de acid sulfuric de concentrație 38% (ρ=1,29 g/cm^3) pentru acumulatorul încărcat.

Când acumulatorul debitează curent electric au loc următoarele reacții:

la anod (-): $Pb(s) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow PbSO_4(s) + 2e$ (oxidare)

la catod (+): $PbO_2(s) + SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2e^- \rightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$ (reducere)

Reacția totală este: $Pb + PbO_2 + 4H^+ + 2SO_4^{2-} \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

sau

$$Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \xrightarrow{\text{descărcare}} 2PbSO_4 + 2H_2O$$

La anod, plumbul se oxidează: $Pb^0 \xrightarrow{-2e^-} Pb^{+2}$

Fig. 8.5.6. Acumulatorul cu plumb

iar la catod, Pb^{+4} din dioxidul de plumb se reduce: $Pb^{+4} \xrightarrow{+2e^-} Pb^{+2}$

La ambii electrozi se formează sulfat de plumb insolubil care aderă la plăci. În această reacție se consumă acid sulfuric. De aceea, în acumulatorul descărcat, concentrația acidului sulfuric este mai mică de 38% și densitatea soluției este mai mică de 1,29 g/cm^3. Prin măsurarea densității soluției din acumulator, se poate aprecia gradul de încărcare al acumulatorului.

Tensiunea electromotoare a acumulatorului cu plumb este de aproximativ 2 V și rămâne practic constantă în tot timpul funcționării. În practică se utilizează baterii formate din 3 sau 6 celule (elementi de acumulator) legate în serie, pentru a se obține tensiunea de 6 V sau 12 V.

Acumulatorul poate fi reîncărcat, dacă este conectat la o sursă de curent continuu care să debiteze curentul în sens invers față de acumulator și să ofere o tensiune mai mare decât cea dezvoltată de acesta.

La reîncărcare, reacțiile la electrozi au loc în sens invers. Se consumă sulfatul de plumb de pe plăci și crește concentrația în acid sulfuric a soluției:

$$2PbSO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\text{încărcare}} Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4$$

Curriculum diferențiat

Conductibilitatea soluțiilor de electroliți

Electroliții sunt substanțe care conduc curentul electric în soluție apoasă sau în topitură prin intermediul ionilor. Din această categorie de substanțe fac parte: sărurile, acizii și bazele.

Analizați și descoperiți

Efectuați experimentul B indicat în fișa de laborator 8.5.1.

Pentru a transporta curentul electric, ionii trebuie să se poată mișca liber. De aceea, electroliții conduc curentul electric în soluție sau în topitură, când ionii se pot mișca liber și nu în stare solidă, când ionii nu se pot deplasa.

Transportul curentului electric prin soluția unui electrolit este

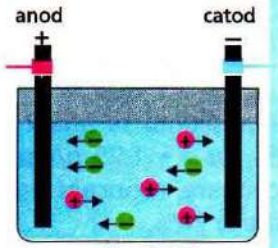


Fig. 8.5.7. Celula electrolitică

însoțit de transformarea substanței, cu obținerea de noi substanțe la electrozi. Acest proces complex se numește electroliză (liz = a desface, a dezlega prin electricitate).

Pentru a stabili cum conduc electroliții curentul electric și cum se descompun substanțele sub acțiunea curentului electric, să analizăm un exemplu: electroliza soluției de clorură de sodiu.

Celula electrolitică (fig. 8.5.7.) conține doi electrozi conectați la o sursă de curent continuu.

Electrodul conectat la borna pozitivă a sursei de curent electric se numește anod. Se notează cu A (+).

Electrodul conectat la borna negativă a sursei de curent electric se numește catod. Se notează cu C (-).

În soluția apoasă de clorură de sodiu se află ionii Na^+ și Cl^- eliberați din cristalul de NaCl la dizolvarea în apă și ioni H_3O^+ și HO^- rezultați din ionizarea apei.

$$NaCl \xrightarrow{dizolvare} Na^+ + Cl^- \qquad 2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HO^-$$

La închiderea circuitului exterior, cei doi electrozi creează în jurul lor câmpuri electrice. Sub acțiunea acestor câmpuri electrice, ionii negativi Cl^- și HO^- se deplasează spre anod, iar ionii pozitivi Na^+ și H_3O^+ se deplasează spre catod.

Ionii Cl^- au o tendință mai accentuată de a ceda electroni, adică de a se oxida, decât ionii HO^-. La anod, fiecare ion Cl^- cedează câte un electron anodului, se oxidează și trece într-un atom liber de clor. Atomii de clor se vor uni câte doi, prin legătură covalentă nepolară, în molecule Cl_2. În spațiul anodic se degajă clor gazos.

Procesele de la anod se pot reprezenta astfel:

$$A(+) \quad Cl^- \xrightarrow{oxidare} Cl + 1e^- \qquad 2Cl \rightarrow Cl_2 \uparrow$$

Ionii H_3O^+ se reduc mai ușor decât ionii Na^+. Fiecare ion H_3O^+ acceptă de la catod un electron, se reduce, rezultând o moleculă de apă și un atom de hidrogen. Atomii de hidrogen se vor lega câte doi, formând molecula H_2.

Procesul de la catod se poate reprezenta astfel:

$$C(-) \quad H_3O^+ + 1e^- \xrightarrow{reducere} H_2O + H \qquad 2H \rightarrow H_2 \uparrow$$

În soluție au rămas ionii Na^+ și HO^-. Prin concentrarea acestei soluții se separă hidroxidul de sodiu (NaOH).

Ecuația reacției totale este:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{electroliza} Cl_2 + H_2 + 2NaOH$$

Analizând procesele de la electrozi, se observă că, în mod continuu, pleacă electroni de pe catod, preluați în procesul de reducere a ionilor H_3O^+ și ajung electronii pe anod, cedați în procesul de oxidare a ionilor Cl^-. În acest mod, se închide circuitul electric prin soluția unui electrolit.

Prin electroliza soluției de clorură de sodiu se obțin industrial hidroxidul de sodiu, clorul și hidrogenul. Clorul și hidrogenul sunt utilizate la sinteza acidului clorhidric sau în alte procese. Clorul este folosit la sterilizarea apei în procesul de obținere a apei potabile. În felul acesta, clorura de sodiu este o materie primă importantă.

Aplicaţii

1. Alegeţi afirmaţiile corecte.

a)* La anodul pilei Daniel şi la anodul pilei Leclanché are loc procesul de oxidare:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e$$

b)* La catodul pilei Leclanché se degajă hidrogen gazos.

c) În reacţiile ce au loc în timpul funcţionării acumulatorului cu plumb, numai plumbul îşi modifică numărul de oxidare.

d) La încărcarea acumulatorului cu plumb se formează noi cantităţi de sulfat de plumb pe plăcile acumulatorului.

e)* Acumulatorul cu plumb dezvoltă o tensiune electromotoare mai mare decât pila Leclanché.

2. Într-un acumulator cu plumb se află 2 L soluţie de acid sulfuric 38%, cu ρ = 1,29 g/cm^3. După un timp de funcţionare, concentraţia soluţiei de acid sulfuric scade la 20%.

a) Scrieţi semireacţiile ce au loc la anodul şi la catodul acumulatorului.

b) Calculaţi masa de acid sulfuric consumată.

Test de evaluare

3p **1.1.*** Completaţi spaţiile libere, astfel încât afirmaţiile să fie adevărate.

a) Oxidarea este un proces ce are loc cu ..... de electroni, iar reducerea este un proces ce are loc cu ..... de electroni.

b) Numărul de oxidare ..... în procesul de oxidare şi ..... în procesul de reducere.

c) Agentul oxidant se ..... şi numărul său de oxidare .....

d) Agentul reducător ..... electronii acceptaţi în procesul de .....

e) La acumulatorul cu plumb, grătarul de plumb ce are ochiurile umplute cu plumb spongios reprezintă ..... pilei.

f) La acumulatorul cu plumb, catodul este format dintr-un grătar de plumb ce are ochiurile umplute cu ..... de .....

g) Plăcile acumulatorului cu plumb sunt cufundate într-o soluţie de .....

h) Concentraţia soluţiei din acumulatorul cu plumb este ....., când acumulatorul este încărcat.

2p **2.2.*** Studiaţi şi egalaţi următoarele reacţii redox. Indicaţi procesul de oxidare şi procesul de reducere, agentul oxidant şi agentul reducător pentru fiecare reacţie.

a) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

b) $MnO_2 + H_2SO_4 + KI \rightarrow MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O + I_2$

3p **3.3.*** Acidul azotic concentrat are acţiune oxidantă asupra sulfului, din reacţie rezultând acid sulfuric şi monoxid de azot (NO) care, în contact cu aerul, trece în dioxid de azot (NO_2).

a) Studiaţi şi stabiliţi coeficienţii ecuaţiilor celor două reacţii.

b) Considerând reacţiile totale, calculaţi masa de sulf care poate fi oxidată de 50 mL soluţie de acid azotic de concentraţie 10,3 M.

c) Calculaţi volumul (c.n.) de dioxid de azot (NO_2) degajat.

1p **4.** Indicaţi numerele de oxidare ale următoarelor elemente: Al (grupa 13), S (grupa 16, în compuşii cu metalele), Cr (în CrO_3), C (în H_2CO_3).

1p **4.*** Indicaţi procesele care au loc la funcţionarea pilei Leclanché şi a acumulatorului cu plumb.

Notă: se acordă 1 punct din oficiu

8.6. Coroziunea

Metalele şi aliajele din care sunt construite instalaţiile, maşinile, uneltele etc., cu timpul, sunt degradate de agenţii chimici şi electrochimici din mediul înconjurător. Acest proces complex se numeşte coroziune.

După natura fenomenelor care provoacă fenomenul de coroziune se pot menţiona următoarele tipuri de coroziune:

- coroziunea chimică;
- coroziunea electrochimică.

Coroziunea chimică este produsă prin acţiunea gazelor uscate sau a soluţiilor ce nu conduc curentul electric (soluţii de neelectroliţi) asupra suprafeţei metalelor.

Astfel, la temperaturi mai înalte, gaze ca: oxigenul (O_2), dioxidul de sulf (SO_2), hidrogenul sulfurat (H_2S), clorul (Cl_2), acidul clorhidric gazos (HCl), dioxidul de carbon (CO_2) provoacă degradarea aparatelor şi a pieselor cu care vin în contact, în urma reacţiilor chimice ce au loc între agentul coroziv şi metal.

Fig. 8.6.1. Obiecte corodate

Multe metale, sub acţiunea oxigenului din aer, chiar la temperatura obişnuită, se acoperă cu o peliculă foarte subţire formată din oxidul sau alţi compuşi ai metalului respectiv. Grosimea peliculei depinde de natura metalului, de natura mediului, de temperatură etc. Când pelicula nu este groasă, nu se dizolvă în mediu agresiv şi are o bună aderenţă la suprafaţa metalului, protejează restul metalului de coroziune. O astfel de peliculă protectoare formează metalele: Al, Zn, Mg, Co, Ni, Cr.

Spre deosebire de aceste metale, fierul formează, prin oxidare, o peliculă groasă, cu slabă aderenţă, care nu are acţiune protectoare pentru restul metalului. Dacă fierul este cufundat pentru scurt timp în acid azotic concentrat, se formează la suprafaţa lui o peliculă de oxizi care asigură o mai bună protecţie a metalului (pasivarea metalului).

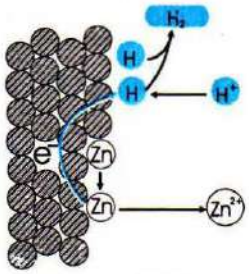
Coroziunea chimică nu este însoţită de apariţia unor curenţi electrici locali.

Coroziunea electrochimică se datorează proceselor electrochimice ce au loc la interfaţa metal - soluţie, atunci când metalele vin în contact cu soluţii bune conductoare de electricitate (soluţii de electroliţi).

Ori de câte ori sunt prezente două metale diferite sau un metal care conţine impurităţi, se crează diferenţe de potenţial care pot dirija curenţii electrici locali.

La contactul cu soluţia corozivă, atomii metalici de la suprafaţă cedează electroni (se oxidează) şi trec în soluţie ca ioni pozitivi.

$$Me \xrightarrow{\text{oxidare}} Me^{n+} + ne^-$$



Schema 8.6.2. Coroziunea zincului

Zona unde are loc acest proces este numită zonă anodică. Electronii acumulaţi pe suprafaţa metalului în această zonă pot migra sub influenţa diferenţei de potenţial în altă zonă (zona catodică) unde sunt preluaţi în procesul de reducere al agentului oxidant, de exemplu, în procesul de reducere a ionilor H_3O^+ din soluţiile acide (schema 8.6.2).

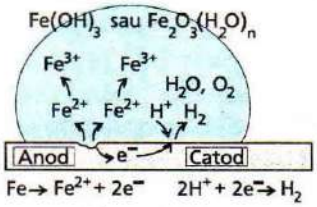
$$H_3O^+ + e^- \xrightarrow{\text{reducere}} \frac{1}{2}H_2 + H_2O$$

Se creează, astfel, la suprafaţa metalului, pile electrochimice, microscopice (pile locale). Porţiunile mai active din metal (zone anodice) vor fi cele care se vor coroda, iar porţiunile mai puţin active (zone catodice) vor fi locurile unde se formează hidrogenul.

Cel mai important exemplu de coroziune este ruginirea fierului.

Fierul ruginește în prezența oxigenului și a apei (în aer umed). Fierul perfect uscat sau fierul ținut în apă ce nu conține oxigen nu ruginește. Prezența unor acizi, a unor săruri sau a dioxidului de carbon accelerează coroziunea.

Procesele ce au loc la ruginirea fierului sunt prezentate în schema 8.6.3.



Schema 8.6.3. Ruginirea fierului

Procesul anodic este: $Fe \xrightarrow{\text{oxidare}} Fe^{2+} + 2e^-$

Electronii eliberați în procesul de oxidare a atomilor de fier pot migra pe suprafața metalului fiind preluați în procesul catodic.

Procesul catodic este: $\frac{1}{2}O_2 + H_2O + 2e^- \xrightarrow{\text{reducere}} 2HO^-$

$$H_3O^+ + e^- \xrightarrow{\text{reducere}} \frac{1}{2}H_2 + H_2O$$

O parte din ionii Fe^{2+} sunt oxidați mai departe, la ionii Fe^{3+}.

$$Fe^{2+} + 3H_2O + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow Fe(OH)_3 + H_3O^+$$

În finalul reacțiilor, rezultă hidroxidul de fier (III) ($Fe(OH)_3$) greu solubil, care cedează apă conducând la oxohidroxid de fier (FeO(OH)) care este componentul principal al ruginii. Acest proces complex poate fi redat mai simplu prin ecuația:

$$2Fe + 2H_2O + O_2 \rightarrow 2FeO(OH) + H_2$$

Aspectul spongios al ruginii permite, în continuare, contactul agenților corozivi cu suprafața metalică și coroziunea înaintează.

Fig. 8.6.4. Obiect de fier corodat în prezența cuprului

Piesele de fier care vin în contact cu metalele care sunt situate după fier în seria activității metalelor se corodează mai repede.

Niturile de cupru care leagă grinzile de fier pot determina coroziunea fierului în prezența apei. Fierul devine anod și trece în ionii Fe^{3+}, iar hidrogenul se degajă pe cupru. Cu timpul, nitul de cupru nu mai are ce lega decât pulbere de rugină.

Fig. 8.6.5. Obiect de fier protejat de zinc

Piesele de fier care vin în contact cu metale situate în fața fierului în seria activității metalelor sunt protejate față de coroziune. Acest tip de protecție se numește **protecție catodică.**

Metalul mai electronegativ decât fierul (Zn, Mg) devine anodul pilei și se corodează, iar electronii migrează pe suprafața obiectului de fier, care devine catodul pilei, menținând un mediu reducător (figura 8.6.6.).

În felul acesta, acțiunea corozivă a mediului este îndreptată spre metalul mai activ.

Fig. 8.6.6. Protecția catodică a unei conducte

În acest mod, sunt protejate de coroziune conductele de oțel îngropate, rezervoarele, instalațiile pentru apă, stâlpii metalici în contact direct cu solul etc.

Blocurile de zinc sau de magneziu care asigură protecția acestor instalații sunt înlocuite periodic, pe măsură ce se corodează.

Protecția împotriva coroziunii cuprinde multe alte forme.

• Pentru a împiedica procesul de coroziune a construcțiilor și a instalațiilor metalice, se folosesc **aliaje și metale rezistente din punct de vedere chimic** (oțeluri inoxidabile). Oțelurile, care au în compoziția

Peste 10% din producția mondială de metale este definitiv pierdută sub acțiunea corozivă a mediului înconjurător.

S-a demonstrat că unele bacterii, ciuperci microscopice, alge, flagelate, protozoare, induc procese de coroziune (coroziunea biochimică).

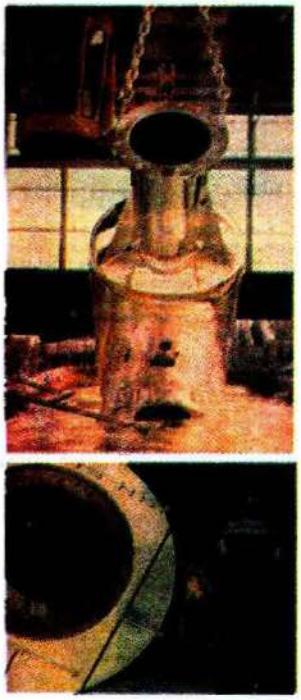


Fig. 8.6.7. Obiecte protejate cu straturi de diferite materiale

lor metale ca: Mn, Cr, Ni, au o rezistență chimică mare. Aluminiul are o rezistență chimică ridicată față de unele medii agresive.

• O altă metodă de protecție împotriva coroziunii constă în **acoperirea cu un strat protector** a suprafețelor de protejat, care să fie uniform, aderent, lipsit de pori și rezistent chimic.

După natura lor, straturile protectoare pot fi metalice, anorganice și organice.

Straturile metalice pot fi obținute prin diferite procedee: galvanizare, metalizare, difuziune, cufundare în metal topit, placare etc.

Galvanizarea constă în depunerea unui strat prin electroliză. Stratul metalic depus prin această metodă este foarte pur și uniform. Pentru acoperirea fierului se utilizează: zincul, cromul, plumbul, mai rar nichelul, staniul etc.

Metalizarea constă în aplicarea metalului protector, în stare topită și pulverizată, pe suprafața care trebuie protejată. Metalizarea se folosește la protejarea rezervoarelor mari, la refacerea suprafețelor uzate etc. Fierul se metalizează cu plumb, cu aluminiu sau cu oțel inoxidabil.

Cufundarea în metal se folosește, de obicei, pentru acoperirea fierului cu un metal care are un punct de topire mic, de exemplu cu plumb, cu zinc, cu staniu. Cositorirea este folosită mai ales în industria alimentară pentru acoperirea cutiilor de conserve sau a vaselor de cupru, iar zincarea este aplicată pentru acoperirea tablei pentru acoperiș.

Straturile anorganice protectoare se obțin prin tratamente chimice aplicate suprafeței de protejat. În felul acesta, se obține o peliculă ce prezintă o bună rezistență la coroziune. Astfel de pelicule pot fi formate din oxizi, fosfați sau emailuri.

În mod obișnuit, emailul este folosit la protejarea obiectelor pentru uz casnic: oale, găleți, ligheane etc. Emailul apără bine metalul, însă schimbările bruște de temperatură sau loviriile pot produce fisurarea stratului de email. În industria chimică se folosește un email special cu proprietăți antiacide.

Straturile organice sunt formate din pelicule de lacuri, vopsele, bitum, cauciucuri etc. Părțile metalice ale construcțiilor se vopsesc, conductele de oțel sau de fontă îngropate în pământ sunt acoperite în prealabil cu un strat de bitum, rezervoarele pentru acid clorhidric sunt căptușite cu cauciuc.

Uneori, în mediile puternic corozive, se introduc **inhibitori**, substanțe care au capacitatea de a micșora viteza de coroziune.

Coroziunea metalelor poate fi atenuată, în unele cazuri, dacă se îndepărtează componentele corozive din mediul cu care vine în contact metalul. De exemplu, apa pentru cazanele de abur este supusă unui tratament special pentru îndepărtarea dioxidului de carbon și a oxigenului dizolvate în ea.